Centro de Estudios ILLICE

ACCESO MAYORES DE 25 · COMUNITAT VALENCIANA

QUÍMICA

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Química · Acceso a la universidad para mayores de 25 años (Comunitat Valenciana)

Primera edición: 2026

© 2026 Juan Marcos Sanmartín. Todos los derechos reservados.

Edita: Juan Marcos Sanmartín (Centro de Estudios Illice) · Pont dels Ortissos, 6, entresuelo · 03203 Elche (Alicante)
contacto@centrodeestudiosillice.com · www.centrodeestudiosillice.com

Este libro es para uso personal de quien lo ha comprado. Queda prohibida su reproducción, distribución, comunicación pública o transformación, total o parcial, por cualquier medio (incluidos WhatsApp, redes sociales y plataformas de apuntes), sin autorización escrita del titular, conforme a la Ley de Propiedad Intelectual.

Si has recibido este libro sin haberlo comprado, puedes conseguir tu propia copia en
www.centrodeestudiosillice.com/libros

ÍNDICE

BLOQUE I. LA MATERIA Y SU ESTRUCTURA

Tema 1 Conceptos elementales: la materia, el mol y la estequiometría 5
Tema 2 Estructura atómica y sistema periódico 25
Tema 3 El enlace químico 51
Tema 4 Formulación y nomenclatura de química inorgánica 75

BLOQUE II. ESTADOS DE LA MATERIA Y ENERGÍA

Tema 5 Estados de agregación: gases, disoluciones y fuerzas intermoleculares 103
Tema 6 Termoquímica 127

BLOQUE III. LAS REACCIONES QUÍMICAS

Tema 7 El equilibrio químico 145
Tema 8 Reacciones ácido-base 169
Tema 9 Reacciones redox: pilas, electrólisis y corrosión 197

BLOQUE IV. QUÍMICA ORGÁNICA

Tema 10 Química orgánica: el carbono, los grupos funcionales y la nomenclatura 227
Tema 11 Sustancias orgánicas naturales y el petróleo 255

ANEXOS

Anexo A Formulario, constantes y tablas de datos 271
Anexo B Nombres comunes de química orgánica e inorgánica 281
Anexo C Ejercicios resueltos 289
Anexo D La prueba y las cinco últimas convocatorias, resueltas 315

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Centro de Estudios ILLICE

ACCESO MAYORES DE 25 · COMUNITAT VALENCIANA

QUÍMICA

EL EQUILIBRIO QUÍMICO

7

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Muchas reacciones no terminan: se detienen con reactivos todavía presentes, en un estado en el que las cantidades dejan de cambiar. Ese estado es el equilibrio químico, y se le pueden hacer tres preguntas: cuánto hay de cada sustancia cuando se alcanza, qué ocurre si se le añade algo o se le cambia una condición, y cómo influye en él la temperatura. Las tres tienen una respuesta numérica o razonada, y las tres salen de la misma idea: una constante que solo depende de la temperatura.

El tema empieza por lo que es el equilibrio y por la ley que lo describe, con la constante expresada en concentraciones y en presiones. Sigue con el método de cálculo, que se reduce a una tabla y a una ecuación, y con el grado de disociación. Después, el cociente de reacción, que dice hacia dónde va un sistema que no está en equilibrio, y el principio de Le Châtelier, que predice el efecto de cada perturbación. Cierran el tema los equilibrios en los que intervienen sólidos o líquidos puros.

1. El equilibrio químico como proceso dinámico

1.1. Reacciones reversibles

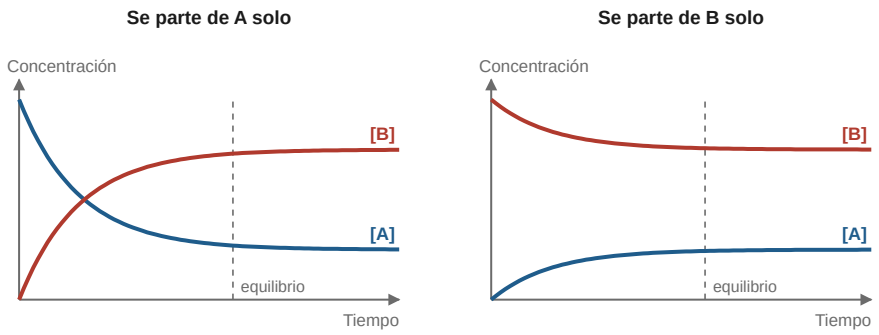
En la mayoría de las reacciones que se estudian al principio la flecha va en un solo sentido: los reactivos se consumen hasta agotarse y solo quedan productos. Pero muchas reacciones son **reversibles**: los productos, a medida que se forman, reaccionan entre sí y regeneran los reactivos. Se escribe con doble flecha. En la reacción del dióxido de nitrógeno, un gas pardo, con su dímero, el tetróxido de dinitrógeno, incoloro,

$$N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)$$

la reacción directa (de izquierda a derecha) y la inversa (de derecha a izquierda) ocurren a la vez. Si se introduce N_2O_4 puro en un recipiente cerrado, empieza a formarse NO_2; en cuanto hay algo de NO_2, una parte vuelve a dar N_2O_4. Y lo mismo ocurre si se parte de NO_2 puro. Con el tiempo el color de la mezcla deja de cambiar: se ha alcanzado el **equilibrio químico**.

1.2. Qué es el estado de equilibrio

El equilibrio no es un estado en el que la reacción se haya detenido, sino uno en el que **las velocidades de la reacción directa y de la inversa se igualan**. Al principio, con solo reactivos, la velocidad directa es máxima y la inversa es nula; según se consumen reactivos la directa baja, y según aparecen productos la inversa sube; llegan a ser iguales y desde ese momento cada sustancia se forma tan deprisa como se consume. Por eso se dice que es un equilibrio **dinámico**: a nivel de moléculas todo sigue ocurriendo; a nivel macroscópico, nada cambia.



A ⇄ B, con K_c = [B]/[A] = 3. Antes de la línea discontinua las concentraciones cambian; después, quedan constantes, y son las mismas se parta del lado que se parta.

Figura 7.1. Concentraciones frente al tiempo en un equilibrio A ⇆ B. Se parta de reactivo o de producto, el sistema llega a la misma composición de equilibrio.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

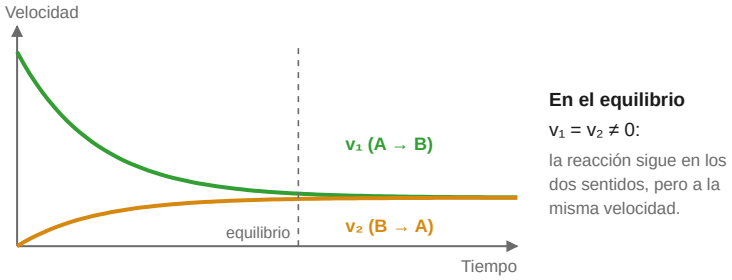


Figura 7.2. Las velocidades de las dos reacciones. La directa (v_1) baja y la inversa (v_2) sube hasta igualarse; desde ahí, las concentraciones no cambian.

De ahí salen las características del equilibrio, que conviene tener claras porque muchas cuestiones consisten solo en reconocerlas:

- **Es dinámico**: las dos reacciones continúan, con velocidades iguales. Una comprobación experimental es que si en el equilibrio se añade una pequeña cantidad de una sustancia marcada con un isótopo, el isótopo acaba repartido entre reactivos y productos.
- **Las propiedades macroscópicas son constantes**: concentraciones, presión, color. Pero las concentraciones de reactivos y de productos **no son iguales** ni están en la proporción de la ecuación: solo son constantes.
- **Se alcanza desde cualquiera de los dos lados**: a la misma temperatura, partiendo de reactivos o de productos se llega al mismo estado (figura 7.1).
- **Exige un sistema cerrado**: si un producto gaseoso escapa según se forma, la reacción continúa hasta agotar los reactivos, y no se llega al equilibrio.
- **Se mantiene mientras no cambien las condiciones**: la temperatura, el volumen o las cantidades presentes. Cuando cambia una, el sistema evoluciona hasta otro equilibrio (apartado 6).
- **Un catalizador no lo modifica**: acelera por igual las dos reacciones y solo hace que se llegue antes.

EL EQUILIBRIO, EN TRES IDEAS

- Es un estado dinámico: $v_{\text{directa}} = v_{\text{inversa}} \neq 0$.
- Las concentraciones son constantes, no iguales, y no dependen de por qué lado se haya partido.
- Solo se da en un sistema cerrado.

2. La ley de acción de masas y la constante de equilibrio

2.1. La constante de equilibrio, K_c

Para una reacción reversible cualquiera, a una temperatura dada,

$$a\,\mathrm{A} + b\,\mathrm{B} \rightleftharpoons c\,\mathrm{C} + d\,\mathrm{D}$$

las concentraciones en el equilibrio cumplen la **ley de acción de masas** (Guldberg y Waage): el cociente entre el producto de las concentraciones de los productos y el de los reactivos, cada una elevada a su coeficiente estequiométrico, es una constante.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

$$K_c = \frac{[\mathrm{C}]^c\,[\mathrm{D}]^d}{[\mathrm{A}]^a\,[\mathrm{B}]^b}$$

Los corchetes son concentraciones **en el equilibrio**, en mol·L^{-1}. Esta constante, K_c, es la **constante de equilibrio**. Los productos van arriba y los reactivos abajo, y los exponentes son los coeficientes de la ecuación ajustada: por eso la expresión de K_c **depende de cómo se haya escrito la ecuación** (apartado 2.3). Para la síntesis del amoniaco y para la descomposición del tetróxido,

$$\mathrm{N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)} \qquad K_c = \frac{[\mathrm{NH_3}]^2}{[\mathrm{N_2}]\,[\mathrm{H_2}]^3} \qquad \mathrm{N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\ NO_2(g)} \qquad K_c = \frac{[\mathrm{NO_2}]^2}{[\mathrm{N_2O_4}]}$$

La propiedad esencial de K_c es que **solo depende de la temperatura**. No depende de las cantidades con que se empiece, ni de que se parta de reactivos o de productos, ni del volumen, ni de que haya o no catalizador. La tabla lo muestra para el equilibrio H_2 + I_2 ⇆ 2 HI: tres experimentos a la misma temperatura, con composiciones iniciales muy distintas, terminan en composiciones de equilibrio también distintas, pero con el mismo valor del cociente.

Tres experimentos con $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$ a una misma temperatura. Concentraciones en mol·L^{-1}; valores calculados para ilustrar la ley

Experimento	Inicio	[H_2]	[I_2]	[HI]	$\frac{[\mathrm{HI}]^2}{[\mathrm{H_2}][\mathrm{I_2}]}$
1	1,00 H_2 + 1,00 I_2	0,2205	0,2205	1,559	50,0
2	0,500 H_2 + 2,00 I_2	0,01257	1,513	0,9749	50,0
3	2,00 HI	0,2205	0,2205	1,559	50,0

Obsérvese que el experimento 3, que parte solo del producto, llega a la misma composición que el 1. Y que el valor de K_c cambia si cambia la temperatura: cada temperatura tiene su constante.

2.2. Qué dice el valor de la constante

Como los productos están en el numerador, una constante grande indica un equilibrio con muchos productos y pocos reactivos, y una constante pequeña, al revés. A grandes rasgos:

- $K \gtrsim 10^{3}$: la reacción está muy desplazada hacia los productos; en la práctica los reactivos casi se agotan.
- $K \lesssim 10^{-3}$: apenas hay productos en el equilibrio; la reacción prácticamente no avanza.
- Entre ambos valores, en el equilibrio hay cantidades apreciables de todo.

La constante dice **hasta dónde** llega la reacción, no a qué velocidad: una constante enorme puede ir con una reacción tan lenta que, sin catalizador, no se observa (es el caso de la mezcla de hidrógeno y oxígeno a temperatura ambiente). La rapidez es asunto de la cinética química; la extensión, del equilibrio.

2.3. La constante y la forma de escribir la ecuación

Como la expresión de K sale de la ecuación ajustada, si se escribe la misma reacción de otra manera la constante cambia de valor. Hay tres reglas, todas a la misma temperatura:

- **Invertir la ecuación**: la constante de la reacción inversa es la inversa de la directa, $K' = 1/K$.
- **Multiplicar los coeficientes por un número** n: la constante se eleva a n, $K' = K^{n}$ (también si n es una fracción).

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

- **Sumar dos ecuaciones**: la constante de la reacción global es el producto de las constantes, $K = K_1 \cdot K_2$.

Por eso una constante de equilibrio **solo tiene sentido junto a una ecuación**: «$K_c = 50$» no significa nada si no se dice para qué ecuación y a qué temperatura.

EJEMPLO 1 · LA CONSTANTE Y LA ECUACIÓN

A una cierta temperatura, para el equilibrio A(g) + B(g) ⇆ 2 C(g) se tiene $K_c = 16$. A esa temperatura, para C(g) + D(g) ⇆ E(g), $K_c = 0{,}25$. Calcule la constante de: a) 2 C ⇆ A + B; b) ½ A + ½ B ⇆ C; c) 3 A + 3 B ⇆ 6 C; d) A + B + 2 D ⇆ 2 E.

a) Es la inversa: $K = \dfrac{1}{16} = 0{,}0625$.

b) Es la ecuación original multiplicada por $\frac{1}{2}$: $K = 16^{1/2} = 4$.

c) Multiplicada por 3: $K = 16^3 = 4096$.

d) Se suma la primera ecuación a la segunda multiplicada por 2: A + B ⇆ 2 C y 2 C + 2 D ⇆ 2 E dan A + B + 2 D ⇆ 2 E. La constante de la segunda multiplicada por 2 es $0{,}25^2 = 0{,}0625$, y la global, $K = 16 \cdot 0{,}0625 = 1{,}00$.

La reacción es siempre la misma; lo que cambia es el modo de contarla. Si el enunciado da una constante, lo primero es mirar para qué ecuación está dada.

2.4. La constante en presiones, K_p, y su relación con K_c

Cuando todas las sustancias son gases es más cómodo expresar la composición con presiones parciales (tema 5) en lugar de concentraciones. La **constante de equilibrio en presiones** es

$$K_p = \frac{p_{\mathrm{C}}^{\,c}\, p_{\mathrm{D}}^{\,d}}{p_{\mathrm{A}}^{\,a}\, p_{\mathrm{B}}^{\,b}}$$

con las presiones parciales de equilibrio en atmósferas. Ambas constantes están relacionadas porque, para un gas ideal, $p = \dfrac{n}{V}RT = cRT$: la presión parcial es la concentración multiplicada por RT. Al sustituir en K_p, cada p se convierte en $c\,RT$ y sale

$$K_p = K_c\,(RT)^{\Delta n} \qquad \Delta n = (c + d) - (a + b)$$

donde Δn es la variación del número de moles **de gas** de la ecuación ajustada: los moles gaseosos de los productos menos los de los reactivos. Se usa $R = 0{,}082$ atm·L·mol^{-1}·K^{-1} y la temperatura en kelvin. Tres comprobaciones útiles:

- Si $\Delta n = 0$ (como en H_2 + I_2 ⇆ 2 HI), $K_p = K_c$.
- Para N_2 + 3 H_2 ⇆ 2 NH_3, $\Delta n = 2 - 4 = -2$ y $K_p = K_c\,(RT)^{-2}$.
- Los sólidos y los líquidos no cuentan en Δn (apartado 7).

EJEMPLO 2 · DE K_C A K_P

En un recipiente de 2,00 L, a 900 K, el equilibrio 2 SO_2(g) + O_2(g) ⇆ 2 SO_3(g) contiene 0,200 mol de SO_2, 0,100 mol de O_2 y 0,400 mol de SO_3. Calcule: a) K_c; b) K_p; c) K_p de la reacción escrita en

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

sentido contrario.

a) Concentraciones: $[SO_2] = 0{,}200/2{,}00 = 0{,}100$; $[O_2] = 0{,}0500$; $[SO_3] = 0{,}200$ mol·L^{-1}.

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]} = \frac{0{,}200^2}{0{,}100^2 \cdot 0{,}0500} = 80{,}0$$

b) $\Delta n = 2 - 3 = -1$. $K_p = K_c\,(RT)^{-1} = \dfrac{80{,}0}{0{,}082 \cdot 900} = 1{,}08$. Comprobación con las presiones parciales ($p = nRT/V$: 14,8 atm de SO_3, 7,38 atm de SO_2 y 3,69 atm de O_2): $\dfrac{14{,}76^2}{7{,}38^2 \cdot 3{,}69} = 1{,}08$.

c) Para 2 SO_3 ⇆ 2 SO_2 + O_2 las constantes son las inversas: $K_c = 1/80{,}0 = 0{,}0125$ y $K_p = 1/1{,}08 = 0{,}922$. Se comprueba con la relación, ahora con $\Delta n = +1$: $K_p = 0{,}0125 \cdot 73{,}8 = 0{,}922$.

2.5. Las unidades de la constante

En rigor la constante de equilibrio termodinámica es un número sin dimensiones, porque cada concentración se compara con la del estado de referencia (1 mol·L^{-1}) y cada presión con 1 atm. Por eso, en este tema, K_c y K_p se dan **sin unidades**, con las concentraciones en mol·L^{-1} y las presiones en atmósferas dentro de las expresiones. Si algún enunciado pidiera las unidades, saldrían de la expresión: la K_c del tetróxido de dinitrógeno, $[NO_2]^2/[N_2O_4]$, tendría mol·L^{-1}, y la K_p de la síntesis del amoniaco, atm^{-2}. Lo que no se hace nunca es mezclar: una constante sin unidades acompañada de unos datos con unidades que no se han convertido a mol·L^{-1} o atm.

ERRORES FRECUENTES CON LA LEY DE ACCIÓN DE MASAS

- ✗ **Escribir los reactivos arriba** y los productos abajo, o dejar sin elevar a su coeficiente alguna concentración (en el $[H_2]^3$ de la síntesis del amoniaco el 3 es lo que más se olvida).
- ✗ **Poner en la expresión las concentraciones iniciales** o las de un instante cualquiera: en K solo entran las de equilibrio.
- ✗ **Usar moles en lugar de concentraciones** cuando $\Delta n \neq 0$ y el volumen no se simplifica.
- ✗ **Aplicar $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$ con Δn calculado con todas las sustancias** en lugar de solo con las gaseosas, o con la resta al revés (reactivos menos productos).
- ✗ **Decir que K depende de la presión, del volumen o de las cantidades iniciales**: solo depende de la temperatura.
- ✗ **Dar una constante sin la ecuación** a que corresponde.

3. Cálculos de equilibrio: la tabla inicial–cambio–equilibrio

3.1. El método

Casi todos los problemas de equilibrio tienen la misma estructura: se conocen unas cantidades iniciales y algún dato del equilibrio (una cantidad, una presión, la constante) y se piden las demás cantidades o la constante. El método es una tabla de tres filas, **inicial, cambio y equilibrio**, que se rellena en este orden:

1. **Ecuación ajustada**, con los estados de las sustancias.
2. **Fila inicial**: lo que hay antes de reaccionar. Normalmente son solo reactivos; si no hay producto, su cantidad inicial es cero.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

3. **Fila de cambio**: se llama x a lo que reacciona de una sustancia, y a las demás les corresponde x multiplicada por su coeficiente (con signo menos los reactivos que se consumen y más los productos que se forman). Para $a\,\mathrm{A} \rightleftharpoons b\,\mathrm{B}$, el cambio es $-a\,x$ y $+b\,x$.
4. **Fila de equilibrio**: inicial más cambio.
5. **Se pasa a concentración** (o a presión parcial) y se sustituye en la expresión de la constante. Si el volumen del recipiente es V, cada concentración es los moles entre V.
6. Se resuelve la incógnita x, se descartan los resultados sin sentido (negativos o mayores que lo que había) y se calculan las cantidades pedidas.
7. Se comprueba, sustituyendo en K, que el resultado la reproduce.

3.2. Cálculo de la constante a partir de datos

EJEMPLO 3 · CONSTANTE A PARTIR DE LA CANTIDAD EN EL EQUILIBRIO

En un recipiente de 2,00 L se mezclan 0,800 mol de H_2 y 0,600 mol de I_2, se calienta, y en el equilibrio $H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$ se encuentran 0,900 mol de HI. Calcule los moles de cada sustancia en el equilibrio, K_c y K_p.

Si se forman 0,900 mol de HI, han reaccionado $x = 0{,}450$ mol de cada reactivo (por cada HI, medio mol de H_2 y de I_2):

	H_2	I_2	HI
Inicial (mol)	0,800	0,600	0
Cambio (mol)	−0,450	−0,450	+0,900
Equilibrio (mol)	0,350	0,150	0,900
Equilibrio (mol·L^{-1})	0,175	0,0750	0,450

$$K_c = \frac{[\mathrm{HI}]^2}{[\mathrm{H_2}]\,[\mathrm{I_2}]} = \frac{0{,}450^2}{0{,}175 \cdot 0{,}0750} = 15{,}4$$

Como $\Delta n = 2 - 2 = 0$, $K_p = K_c = 15{,}4$. También el volumen se habría simplificado: con moles directamente, $\dfrac{0{,}900^2}{0{,}350 \cdot 0{,}150} = 15{,}4$. Eso solo ocurre cuando $\Delta n = 0$.

3.3. Cálculo de las cantidades a partir de la constante

En el problema inverso se conoce K y se piden las cantidades de equilibrio. La incógnita x queda dentro de la expresión de la constante y se obtiene una ecuación, casi siempre de segundo grado, $ax^2 + bx + c = 0$, cuyas raíces son $x = \dfrac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$. Una de las dos raíces **no tiene sentido químico**: da cantidades negativas o mayores que las iniciales. Siempre hay que decir por qué se descarta. Si el segundo miembro es un cuadrado perfecto (reactivos iniciales iguales y $\Delta n = 0$), la ecuación se resuelve sacando la raíz cuadrada a los dos lados, más rápido.

EJEMPLO 4 · COMPOSICIÓN DE EQUILIBRIO A PARTIR DE K_C

Para $NO_2(g) + SO_2(g) \leftrightarrows NO(g) + SO_3(g)$ se da $K_c = 4{,}0$ a la temperatura de trabajo. En un recipiente de 10,0 L se introducen 1,00 mol de NO_2 y 3,00 mol de SO_2. Calcule: a) los moles de

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

cada sustancia en el equilibrio; b) sus concentraciones; c) el porcentaje de NO_2 que se ha convertido.

	NO_2	SO_2	NO	SO_3
Inicial (mol)	1,00	3,00	0	0
Cambio (mol)	$-x$	$-x$	$+x$	$+x$
Equilibrio (mol)	$1{,}00 - x$	$3{,}00 - x$	x	x

Como $\Delta n = 0$, el volumen se simplifica y puede usarse directamente el número de moles:

$$K_c = \frac{x \cdot x}{(1{,}00 - x)(3{,}00 - x)} = 4{,}0 \;\Rightarrow\; x^2 = 4{,}0\,(3{,}00 - 4{,}00\,x + x^2) \;\Rightarrow\; 3x^2 - 16x + 12 = 0$$

$x = \dfrac{16 \pm \sqrt{16^2 - 4 \cdot 3 \cdot 12}}{6} = \dfrac{16 \pm 10{,}58}{6}$, es decir, $x = 4{,}43$ o $x = 0{,}903$. La primera raíz es imposible: no pueden reaccionar 4,43 mol de NO_2 si solo había 1,00 mol. Luego $x = 0{,}903$ mol.

a) NO_2: $1{,}00 - 0{,}903 = 0{,}097$ mol; SO_2: $3{,}00 - 0{,}903 = 2{,}10$ mol; NO y SO_3: 0,903 mol cada uno.

b) Dividiendo entre 10,0 L: $[NO_2]$ = 0,00972; $[SO_2]$ = 0,210; [NO] = $[SO_3]$ = 0,0903 mol·L^{-1}. Comprobación: $\dfrac{0{,}0903^2}{0{,}00972 \cdot 0{,}210} = 4{,}0$.

c) $\dfrac{0{,}903}{1{,}00} \cdot 100 = 90{,}3\ \%$ del NO_2. El exceso de SO_2 empuja la conversión del NO_2 casi hasta el final.

Cuando la constante es muy pequeña frente a la concentración inicial, x resulta mucho menor que lo que había y puede **aproximarse** «inicial menos x» por «inicial», lo que evita la ecuación de segundo grado. Para A ⇆ B + C con $K_c = 1{,}0 \cdot 10^{-4}$ y $[\mathrm{A}]_0 = 0{,}10$, la aproximación da $x = \sqrt{10^{-4} \cdot 0{,}10} = 3{,}2 \cdot 10^{-3}$, y la solución exacta es $3{,}11 \cdot 10^{-3}$: la diferencia es del 1,6 %, aceptable. Si x sale por encima del 5 % de la cantidad inicial, la aproximación no vale y hay que resolver la ecuación completa. En los problemas de este tema se resuelve siempre la ecuación exacta.

3.4. Presiones parciales y presión total

Cuando todas las sustancias son gases, el equilibrio puede plantearse con presiones parciales, y la tabla se escribe en **atmósferas**. Hay dos situaciones frecuentes.

El dato es una presión total en el equilibrio. Como se explicó en el tema 5, $PV = n_{\text{total}}RT$ da los moles totales de gas, y los moles totales se escriben con la incógnita x de la tabla. De x se obtienen los moles de cada sustancia y con ellos la constante.

EJEMPLO 5 · CONSTANTES A PARTIR DE LA PRESIÓN TOTAL

En un recipiente de 2,00 L se introducen 0,200 mol de PCl_5 y se calienta a 250 °C. En el equilibrio $PCl_5(g)$ ⇆ $PCl_3(g) + Cl_2(g)$ la presión total es de 6,30 atm. Calcule: a) los moles de cada gas; b) K_c; c) K_p.

a) $T = 523$ K. Moles totales: $n_{\text{total}} = \dfrac{PV}{RT} = \dfrac{6{,}30 \cdot 2{,}00}{0{,}082 \cdot 523} = 0{,}294$ mol.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

	PCl_5	PCl_3	Cl_2	Total
Inicial (mol)	0,200	0	0	0,200
Cambio (mol)	$-x$	$+x$	$+x$	
Equilibrio (mol)	$0{,}200 - x$	x	x	$0{,}200 + x$

$0{,}200 + x = 0{,}294$, luego $x = 0{,}0938$ mol. En el equilibrio: PCl_5 0,106 mol; PCl_3 0,0938 mol; Cl_2 0,0938 mol.

b) Concentraciones (entre 2,00 L): [PCl_5] = 0,0531; [PCl_3] = [Cl_2] = 0,0469 mol·L^{-1}. $K_c = \dfrac{0{,}0469^2}{0{,}0531} = 0{,}0414$.

c) $\Delta n = 2 - 1 = +1$: $K_p = K_c\,RT = 0{,}0414 \cdot 0{,}082 \cdot 523 = 1{,}78$. Comprobación con presiones parciales ($p = nRT/V$): $p(\mathrm{PCl_3}) = p(\mathrm{Cl_2}) = 2{,}01$ atm y $p(\mathrm{PCl_5}) = 2{,}28$ atm; $\dfrac{2{,}01^2}{2{,}28} \approx 1{,}78$.

El dato es una presión inicial y K_p. Si el recipiente es de volumen fijo y la temperatura constante, las presiones parciales son proporcionales a los moles y el cambio se puede escribir directamente en atmósferas, con las mismas reglas de la tabla.

EJEMPLO 6 · PRESIONES PARCIALES DE EQUILIBRIO A PARTIR DE K_P

A 25 °C la constante de $N_2O_4(g) \leftrightarrows 2\,NO_2(g)$ es $K_p = 0{,}117$. En un recipiente se introduce N_2O_4 a la presión de 2,00 atm. Calcule las presiones parciales y la presión total en el equilibrio.

	N_2O_4	NO_2
Inicial (atm)	2,00	0
Cambio (atm)	$-x$	$+2x$
Equilibrio (atm)	$2{,}00 - x$	$2x$

$$K_p = \frac{p(\mathrm{NO_2})^2}{p(\mathrm{N_2O_4})} = \frac{(2x)^2}{2{,}00 - x} = 0{,}117 \;\Rightarrow\; 4x^2 + 0{,}117\,x - 0{,}234 = 0$$

$x = \dfrac{-0{,}117 \pm \sqrt{0{,}117^2 + 4 \cdot 4 \cdot 0{,}234}}{8} = \dfrac{-0{,}117 \pm 1{,}9385}{8}$: $x = 0{,}2277$ o $x = -0{,}2569$. La negativa se descarta, pues daría una presión negativa de NO_2.

Con $x = 0{,}228$ atm: $p(\mathrm{N_2O_4}) = 2{,}00 - 0{,}228 = 1{,}77$ atm y $p(\mathrm{NO_2}) = 2 \cdot 0{,}228 = 0{,}455$ atm. Presión total: $1{,}77 + 0{,}455 = 2{,}23$ atm. Comprobación: $\dfrac{0{,}455^2}{1{,}77} = 0{,}117$.

La presión total (2,23 atm) es mayor que la inicial (2,00 atm) porque la reacción produce moles de gas.

© Juan Marcos Sanmartín · Centro de Estudios Illice · Uso personal · Prohibida su distribución
Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice