Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

QUÍMICA

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

Química · Prueba de Acceso a la Universidad

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. ESTRUCTURA Y ENLACE

Tema 1 La estructura de la materia 5

Tema 2 El enlace químico 43

BLOQUE II. ENERGÍA Y VELOCIDAD DE LAS REACCIONES

Tema 3 La termoquímica y la espontaneidad 85

Tema 4 La cinética química 123

BLOQUE III. LOS EQUILIBRIOS EN DISOLUCIÓN

Tema 5 El equilibrio químico 159

Tema 6 Los equilibrios de transferencia de protones 207

Tema 7 Las reacciones de oxidación-reducción 257

BLOQUE IV. LA QUÍMICA DEL CARBONO

Tema 8 La química orgánica 303

ANEXOS

Anexo A Formulario, constantes y método de los problemas 343

Anexo B Formulación y nomenclatura inorgánica 373

Anexo C Formulación y nomenclatura orgánica 397

Anexo D Ejercicios resueltos 423

Anexo E Las diez últimas convocatorias de la PAU, resueltas 499

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

Centro de Estudios ILLICE

PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

QUÍMICA

EL EQUILIBRIO QUÍMICO

5

Muestra gratuita · Centro de Estudios Illice

1. El equilibrio químico es un estado dinámico

Hay reacciones que se agotan. Si se quema magnesio en oxígeno, el metal desaparece: no queda nada que reaccione y el óxido formado no vuelve a descomponerse por sí solo. Son las **reacciones irreversibles**, y al escribirlas se usa una flecha sencilla:

$$2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$$

Pero la mayoría de las reacciones no se comportan así. Si en un recipiente cerrado se introducen hidrógeno y yodo y se calienta a 425 °C, se forma yoduro de hidrógeno, sí, pero la reacción **se detiene antes de consumir los reactivos**. Analizando la mezcla al cabo de un rato se encuentran las tres sustancias a la vez, y sus cantidades ya no cambian por mucho que se espere. Lo mismo ocurre si se parte de yoduro de hidrógeno puro: se descompone en parte y la mezcla final contiene también las tres especies. Son las **reacciones reversibles**, y se escriben con una doble flecha:

$$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrows 2\ HI(g)$$

La doble flecha no significa «la reacción va y viene», ni «primero ocurre una cosa y luego la otra». Significa que **las dos reacciones, la directa y la inversa, ocurren a la vez y desde el primer instante**, y que el resultado observable es el saldo entre ambas.

Conviene precisar de entrada que la distinción entre reversible e irreversible es de grado, no de naturaleza. **Todas las reacciones son en rigor reversibles**; lo que ocurre es que en muchas la inversa es tan insignificante que no se puede medir, y entonces se las trata como completas. La combustión del magnesio también es reversible en principio, pero la proporción de óxido que vuelve a descomponerse a temperatura ambiente es tan absurdamente pequeña que nadie la tiene en cuenta. Dónde está la frontera lo dirá el valor de la constante del apartado 2; por ahora basta con no creer que hay dos clases de reacciones, sino un continuo.

Hay además dos situaciones en las que una reacción reversible se comporta como si no lo fuera, y las dos se explican por la misma razón: **uno de los productos abandona el sistema**. Si se escapa un gas de un recipiente abierto, o si se forma un precipitado que se retira de la disolución, la reacción inversa se queda sin material y el equilibrio no llega a establecerse. Por eso en la caliza calentada al aire libre la descomposición es total, mientras que en un horno cerrado se detiene.

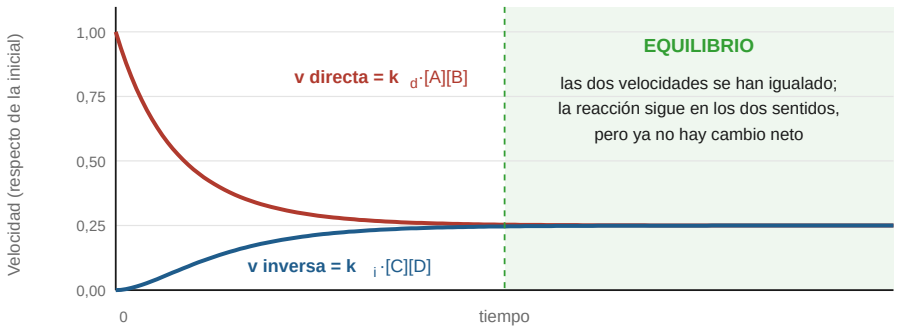
1.1. Por qué las concentraciones dejan de cambiar

Imagine el recipiente en el momento en que se cierra, con hidrógeno y yodo y nada de yoduro. Al principio la reacción directa es rápida, porque las concentraciones de los reactivos son las más altas que van a ser, y la inversa es nula, porque todavía no hay HI que se descomponga. A medida que pasa el tiempo:

- Se consumen H_2 e I_2, de modo que la **velocidad directa disminuye**.
- Se acumula HI, de modo que la **velocidad inversa aumenta**.

Una velocidad baja y la otra sube: inevitablemente llega un momento en que **se igualan**. A partir de ese instante, por cada molécula de HI que se forma hay otra que se descompone, y las concentraciones de las tres especies se quedan congeladas. Ese es el **equilibrio químico**: el estado en que las velocidades de la reacción directa y de la inversa son iguales y las concentraciones de todas las especies permanecen constantes.

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



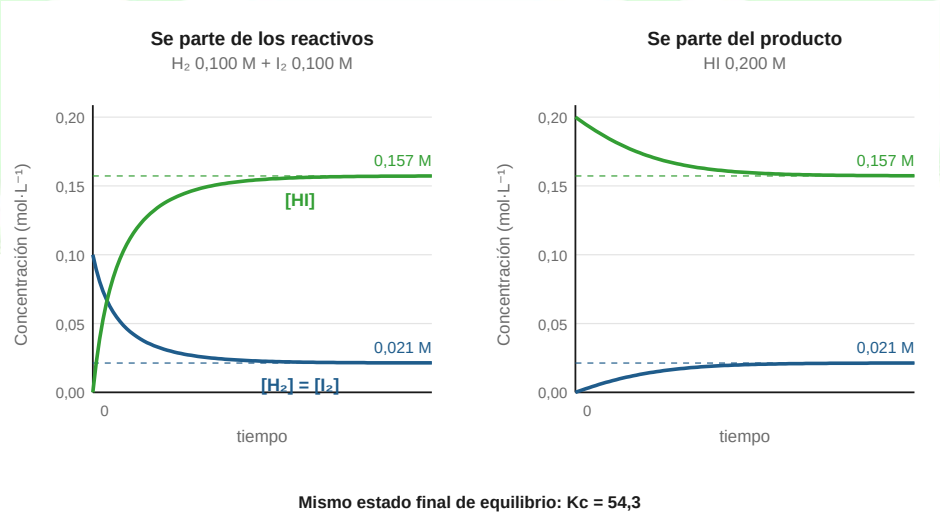
Supuesto didáctico: A(g) + B(g) ⇄ C(g) + D(g), Kc = 1,0, partiendo solo de A y B

Las dos velocidades frente al tiempo para una reacción supuesta A(g) + B(g) ⇆ C(g) + D(g) con $K_c = 1$, integrando la ley de velocidad. La directa cae porque se gastan los reactivos; la inversa sube porque se acumulan los productos. Cuando se igualan, el sistema alcanza el equilibrio. Ojo: lo que se hace constante es la velocidad, no la actividad del sistema, que no se detiene nunca. Esquema didáctico.

Conviene insistir en la palabra **dinámico**, porque es lo que más se confunde. En el equilibrio la reacción *no se para*. Si se marcara el yodo de una de las moléculas con un isótopo radiactivo, al cabo de un rato se encontraría repartido entre el I_2 y el HI: hay trasiego continuo de átomos. Lo que ocurre es que el trasiego es **igual de intenso en los dos sentidos**, y por eso desde fuera no se aprecia ningún cambio. El equilibrio químico no es la quietud de un almacén cerrado, sino la de una escalera mecánica por la que se sube al mismo ritmo al que baja.

1.2. Al mismo equilibrio se llega desde los dos lados

La consecuencia más útil de todo esto es que **el estado de equilibrio no depende del camino**. Partiendo de 0,100 $mol \cdot L^{-1}$ de H_2 y 0,100 $mol \cdot L^{-1}$ de I_2, o partiendo de 0,200 $mol \cdot L^{-1}$ de HI —que contiene exactamente los mismos átomos—, el sistema termina en la misma composición final.



Aproximación al equilibrio de $H_2(g) + I_2(g)$ ⇆ $2\,HI(g)$ a 425 °C desde los reactivos (izquierda) y desde el producto (derecha). Las curvas se han obtenido integrando la ley de velocidad con la constante experimental Kc = 54,3. Las dos series de átomos son las mismas y el estado final también.

Esto es lo que permite resolver problemas: da igual cómo se haya preparado la mezcla; si se conoce la constante y el balance de átomos, la composición final está determinada. Y da igual también si se ha

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

llegado despacio o deprisa: **la cinética decide cuánto se tarda, la termodinámica decide dónde se acaba**.

1.3. Las señales de que un sistema está en equilibrio

Para que se pueda hablar de equilibrio químico hacen falta cuatro condiciones, y en las cuestiones de razonar conviene citarlas con estas palabras:

1. **El sistema está cerrado**: no entra ni sale materia. Si el recipiente está abierto y un producto gaseoso se escapa, la reacción no llega nunca al equilibrio y avanza hasta consumir los reactivos. Por eso la caliza se descompone del todo en un horno abierto y no lo hace en un recipiente cerrado.
2. **Las propiedades macroscópicas son constantes**: concentraciones, presión, color, densidad. Constantes no quiere decir iguales entre sí, sino que no varían con el tiempo.
3. **La actividad microscópica no cesa**: las dos reacciones siguen ocurriendo a la misma velocidad.
4. **La temperatura es uniforme y constante**. Todo lo que se diga de una constante de equilibrio va referido a una temperatura concreta.

Con esas cuatro condiciones se distinguen tres situaciones que se confunden a menudo y que no son lo mismo:

- **Reacción terminada.** Se ha agotado el reactivo limitante y no queda nada que reaccione. No hay actividad ninguna.
- **Equilibrio químico.** Quedan reactivos y productos, las dos reacciones siguen ocurriendo y sus velocidades son *iguales*. El sistema está cerrado y no intercambia materia con el exterior.
- **Estado estacionario.** Las concentraciones también son constantes, pero porque el sistema está *abierto* y lo que entra compensa lo que sale. Un río con una carga contaminante constante, o una célula viva, están en estado estacionario, no en equilibrio. La diferencia es esencial: un ser vivo en equilibrio químico verdadero está muerto.

La pregunta que separa los tres casos es siempre la misma: ¿queda reactivo?, ¿está cerrado el sistema?

Conviene comparar el equilibrio químico con un **equilibrio físico**, que es más fácil de imaginar y funciona igual. En una botella cerrada con agua a medias, el líquido se evapora y el vapor condensa; cuando las dos velocidades se igualan, la presión del vapor se estabiliza en el valor de la presión de vapor a esa temperatura. Nadie diría que las moléculas han dejado de moverse: simplemente salen tantas como entran. El equilibrio químico es lo mismo, con la única diferencia de que lo que se transforma no es el estado de agregación sino la identidad de las sustancias.

1.4. De dónde sale la constante: el cociente de las dos velocidades

Hay una forma de ver por qué tiene que existir una constante, y merece la pena porque conecta este tema con el de cinética. Supóngase —y esto es una simplificación, porque solo es cierto si la reacción transcurre en una sola etapa— que las dos velocidades siguen las leyes

$$v_{\text{directa}} = k_d\,[\mathrm{H_2}]\,[\mathrm{I_2}] \qquad\qquad v_{\text{inversa}} = k_i\,[\mathrm{HI}]^2$$

En el equilibrio las dos son iguales, luego

$$k_d\,[\mathrm{H_2}]\,[\mathrm{I_2}] = k_i\,[\mathrm{HI}]^2 \qquad \Longrightarrow \qquad \frac{k_d}{k_i} = \frac{[\mathrm{HI}]^2}{[\mathrm{H_2}]\,[\mathrm{I_2}]}$$

El primer miembro es el cociente de dos constantes de velocidad, y por tanto **es a su vez una constante a cada temperatura**. El segundo es exactamente la expresión que en el apartado siguiente se llamará K_c. De aquí se siguen tres consecuencias importantes:

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

- $K_c = k_d/k_i$: la constante de equilibrio es el cociente entre la constante de velocidad directa y la inversa. Una reacción está desplazada hacia los productos porque la vuelta es lenta comparada con la ida, no porque la ida sea rápida en términos absolutos.
- **Por eso un catalizador no desplaza el equilibrio.** Al rebajar la energía de activación, multiplica k_d y k_i por el mismo factor —la barrera que rebaja es la misma en los dos sentidos— y el cociente no varía.
- **Por eso la temperatura sí lo desplaza.** Las dos constantes de velocidad crecen con la temperatura según la ecuación de Arrhenius, pero *no en la misma proporción*, porque sus energías de activación son distintas. Si la reacción es exotérmica, la inversa tiene la barrera más alta y es la que más se acelera al calentar: por eso k_i crece más deprisa que k_d y el cociente K_c disminuye.

La deducción vale tal cual solo para reacciones elementales. Para un mecanismo de varias etapas la ley de velocidad no coincide con la estequiometría y el argumento hay que hacerlo etapa por etapa; el resultado final, sin embargo, es el mismo, y la ley de acción de masas se cumple igualmente. Es un caso claro de simplificación que sirve para entender y deja de valer si se lleva demasiado lejos.

EN EL LABORATORIO

El equilibrio entre el dióxido de nitrógeno y el tetraóxido de dinitrógeno se ve a simple vista, y por eso es el más usado en las demostraciones de clase:

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

El NO_2 es de color pardo rojizo y el N_2O_4 es incoloro, de modo que la intensidad del color mide directamente la composición de la mezcla. Se preparan dos tubos sellados idénticos y se sumerge uno en agua caliente y otro en agua con hielo: el frío se aclara y el caliente se oscurece. Nadie ha añadido ni quitado nada; solo ha cambiado la temperatura, y con ella la composición del equilibrio. Si después se intercambian los baños, los colores se intercambian también: el proceso es perfectamente reversible.

2. La ley de acción de masas: la constante K_c

Que las concentraciones se estabilicen es un hecho experimental. El descubrimiento importante, debido a Guldberg y Waage en 1864, es que **esas concentraciones finales no son cualesquiera: guardan entre sí una relación numérica fija a cada temperatura**. Ese es el contenido de la **ley de acción de masas**.

Para un equilibrio general en el que todas las especies están en la misma fase

$$a\ A + b\ B \leftrightarrows c\ C + d\ D$$

se define la **constante de equilibrio** K_c como

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

donde los corchetes son concentraciones molares **en el equilibrio** y los exponentes son los coeficientes estequiométricos de la ecuación **ajustada**. Cualquiera que sean las cantidades iniciales, ese cociente vale siempre lo mismo mientras no se cambie la temperatura.

2.1. Cómo se escribe correctamente

Tres reglas, y ninguna admite excepción:

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

- **Los productos arriba y los reactivos abajo**, tal como estén escritos en la ecuación. Si se escribe la ecuación al revés, la constante cambia; véase el apartado 2.4.
- **Los exponentes son los coeficientes**, no los subíndices de las fórmulas ni los órdenes de reacción. Para $N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$ el exponente del hidrógeno es 3 porque el coeficiente es 3, no porque la molécula tenga dos átomos.
- **Se usan las concentraciones del equilibrio**, nunca las iniciales. El error más frecuente del tema consiste en meter en la expresión de K_c los moles de partida.

Unos cuantos ejemplos escritos del tirón, que es como hay que saber hacerlo:

La expresión de K_c a partir de la ecuación ajustada

Ecuación	K_c
$N_2(g) + 3\ H_2(g) \leftrightarrows 2\ NH_3(g)$	$\dfrac{[NH_3]^2}{[N_2]\,[H_2]^3}$
$2\ SO_2(g) + O_2(g) \leftrightarrows 2\ SO_3(g)$	$\dfrac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2\,[O_2]}$
$PCl_5(g) \leftrightarrows PCl_3(g) + Cl_2(g)$	$\dfrac{[PCl_3]\,[Cl_2]}{[PCl_5]}$
$2\ NOCl(g) \leftrightarrows 2\ NO(g) + Cl_2(g)$	$\dfrac{[NO]^2\,[Cl_2]}{[NOCl]^2}$
$C(s) + CO_2(g) \leftrightarrows 2\ CO(g)$	$\dfrac{[CO]^2}{[CO_2]}$ (el carbono no aparece)

Obsérvese la última fila y compárese con la penúltima: el coeficiente 2 del CO va como exponente, igual que el 2 del NO, pero el carbono sólido desaparece de la expresión aunque su coeficiente sea 1. La razón se explica en el apartado 2.3.

CONVIENE TENER CLARO

Rigurosamente, la constante de equilibrio se construye con **actividades**, que son concentraciones o presiones divididas por un valor de referencia —1 mol·L^{-1} o 1 bar—, de modo que cada factor es un número puro y **K es adimensional**. Esa es la razón de fondo por la que se puede tomar su logaritmo en $\Delta G^\circ = -RT \ln K$.

Se trabaja con la simplificación habitual: se sustituyen directamente las concentraciones en mol·L^{-1} y las presiones en atmósferas, y muchos enunciados dan a la constante unidades aparentes, como mol·L^{-1} o atm. Conviene saber de dónde salen esas unidades aparentes y no discutir por ellas. Lo que sí importa es **ser coherente**: si K_p se ha calculado con atmósferas, todas las presiones del problema van en atmósferas.

2.2. Qué dice el valor de la constante

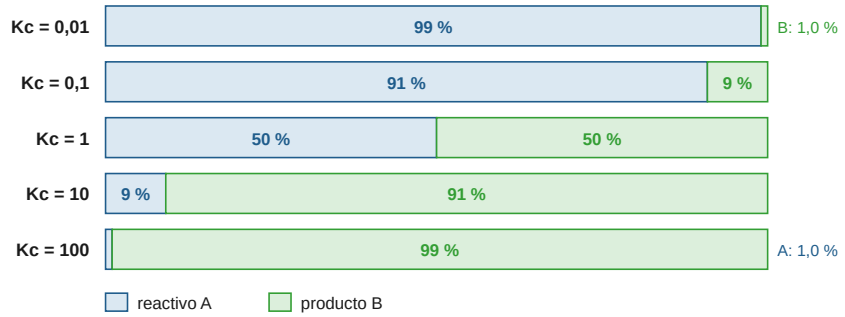
El valor numérico de K es una medida de **hasta dónde llega** la reacción, y solo de eso:

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

Lectura cualitativa del valor de la constante

Valor de K	Qué significa	Ejemplo
$K \gg 1$	En el equilibrio predominan los productos. La reacción está muy desplazada a la derecha y, a efectos prácticos, se puede considerar completa.	2 $H_2(g)$ + $O_2(g)$ ⇆ 2 $H_2O(g)$
$K \approx 1$	En el equilibrio hay cantidades comparables de reactivos y de productos.	$CO(g)$ + $H_2O(g)$ ⇆ $CO_2(g)$ + $H_2(g)$
$K \ll 1$	En el equilibrio predominan los reactivos. La reacción apenas avanza.	$N_2(g)$ + $O_2(g)$ ⇆ 2 $NO(g)$

A(g) ⇄ B(g): composición del equilibrio según Kc



Barras calculadas con la fracción de producto K/(1+K).
Entre Kc = 0,01 y Kc = 100 el sistema pasa de no reaccionar a reaccionar del todo.

Para el equilibrio más sencillo posible, A(g) ⇆ B(g), la fracción de producto en el equilibrio vale K/(1 + K). El salto ocurre en un margen estrecho: con K = 0,01 apenas ha reaccionado un 1 % y con K = 100 queda menos de un 1 % sin reaccionar. Esa es la razón de que en la práctica se hable de reacciones «completas» o «que no ocurren», aunque en rigor todas sean reversibles. Esquema didáctico.

Para hacerse una idea de la escala, conviene tener en la cabeza unos cuantos valores reales:

Constantes de equilibrio de algunas reacciones conocidas

Reacción	T	K	Lectura
2 $H_2(g)$ + $O_2(g)$ ⇆ 2 $H_2O(g)$	500 K	$\sim 10^{40}$	prácticamente completa
$N_2(g)$ + 3 $H_2(g)$ ⇆ 2 $NH_3(g)$	298 K	$\sim 6 \cdot 10^{5}$	muy desplazada a la derecha
$H_2(g)$ + $I_2(g)$ ⇆ 2 $HI(g)$	698 K	$54{,}3$	predominan los productos, pero queda reactivo
$N_2(g)$ + $O_2(g)$ ⇆ 2 $NO(g)$	2300 K	$1{,}7 \cdot 10^{-3}$	apenas avanza, incluso al rojo vivo
$AgCl(s)$ ⇆ $Ag^+(ac)$ + $Cl^-(ac)$	298 K	$1{,}8 \cdot 10^{-10}$	la sal es, a efectos prácticos, insoluble

Obsérvese el rango: cincuenta órdenes de magnitud entre la primera y la última. Por eso las constantes se manejan casi siempre en notación científica, y por eso la termodinámica prefiere trabajar con su logaritmo, que es lo que aparece en $\Delta G^\circ = -RT \ln K$.

Dos advertencias importantes. La primera: **K no dice nada sobre la velocidad**. La combustión del hidrógeno tiene una constante enorme y, sin embargo, una mezcla de hidrógeno y oxígeno puede estar años en una botella sin reaccionar, porque le falta energía de activación. Constante grande significa «acabará llegando muy lejos», no «llegará pronto». La segunda: **K no depende de las cantidades**

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

iniciales, ni de la presión, ni del volumen, ni de la presencia de un catalizador. Solo depende de la reacción tal como está escrita y de la temperatura.

Esa segunda advertencia conviene decirla con cuidado, porque es fácil pasarse de frenada. Que K no dependa de las cantidades iniciales no significa que la *composición* del equilibrio sea siempre la misma: cambiando lo que se mete en el recipiente se obtienen equilibrios distintos, con concentraciones distintas. Lo que no cambia es el **cociente** entre ellas. Y que K no dependa de la presión ni del volumen no significa que comprimir no haga nada: hace, y a menudo mucho, pero lo que cambia es la composición, no la constante. Todo el apartado 6 gira alrededor de esta distinción.

Una tercera consecuencia, menos evidente y muy importante: **la constante tampoco dice nada sobre el rendimiento que se obtendrá en la práctica**. Un equilibrio con K grande puede dar un rendimiento pobre si se trabaja en condiciones que lo desplazan hacia la izquierda —temperatura alta en una reacción exotérmica, por ejemplo—, y un equilibrio con K mediocre puede aprovecharse casi por completo si se retira continuamente el producto. La constante fija el terreno de juego; las condiciones de operación deciden el resultado dentro de él.

2.3. Por qué los sólidos y los líquidos puros no aparecen

Un **equilibrio homogéneo** es aquel en el que todas las especies están en la misma fase; un **equilibrio heterogéneo**, aquel en el que hay más de una. En los heterogéneos aparece una regla que sorprende la primera vez:

> **En la expresión de la constante no figuran los sólidos ni los líquidos puros.**

La razón no es un convenio arbitrario. La «concentración» de un sólido puro es su densidad dividida por su masa molar, y **ese cociente no cambia por mucho sólido que haya**: un gramo de carbonato de calcio y un kilo tienen la misma densidad. Al ser una constante, se absorbe dentro de la propia constante de equilibrio. Lo mismo vale para un líquido puro, como el agua líquida de un equilibrio entre especies gaseosas; no vale, en cambio, para el agua cuando actúa de disolvente en disolución diluida, donde por el mismo motivo tampoco se escribe.

Merece la pena ver el argumento con números. La densidad del carbonato de calcio es de unos 2,71 $\mathrm{g\cdot cm^{-3}}$ y su masa molar, 100,1 $\mathrm{g\cdot mol^{-1}}$, de modo que su «concentración» sería $2710/100{,}1 \approx 27\ \mathrm{mol\cdot L^{-1}}$ tanto en un cristal minúsculo como en una montaña. No hay ninguna variable que ajustar: es una propiedad de la sustancia, no del sistema. Incluirla en la constante equivaldría a multiplicar por un número fijo, y eso es precisamente lo que se hace al absorberla dentro de K.

Así, para la descomposición térmica de la caliza:

$$\mathrm{CaCO_3(s) \rightleftarrows CaO(s) + CO_2(g)} \qquad K_c = [\mathrm{CO_2}] \quad \text{y} \quad K_p = p_{\mathrm{CO_2}}$$

La consecuencia práctica es llamativa: **a una temperatura dada, la presión de $\mathrm{CO_2}$ en equilibrio con la caliza es siempre la misma**, tanto si en el recipiente hay una piedra como si hay cien, porque en la expresión de la constante no interviene la cantidad de sólido. Lo único que exige el sólido es **estar presente**: si se acaba, ya no hay equilibrio heterogéneo que valga.

2.4. Qué le ocurre a K si se manipula la ecuación

Una misma reacción se puede escribir de varias maneras, y cada una tiene su constante. Las reglas se deducen sin esfuerzo de la propia definición:

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

Cómo cambia la constante al reescribir la ecuación

Si la ecuación…	la nueva constante es…	Ejemplo con $K = 4{,}0$
se invierte	$K' = \dfrac{1}{K}$	$0{,}25$
se multiplica por *n*	$K' = K^{\,n}$	$n = 2 \Rightarrow 16$
se divide por *n*	$K' = K^{\,1/n}$	$n = 2 \Rightarrow 2{,}0$
es la suma de dos etapas	$K = K_1 \cdot K_2$	producto, no suma

La primera regla sale de que invertir la ecuación intercambia el numerador y el denominador. La segunda, de que multiplicar los coeficientes por *n* eleva a *n* todos los factores. La tercera es la segunda con $n < 1$. Y la cuarta, la más útil, es el análogo de la ley de Hess para las constantes: donde las entalpías se *suman*, las constantes se *multiplican*, porque el logaritmo de un producto es la suma de los logaritmos, y de la termodinámica se sabe que $\ln K$ es proporcional a ΔG°.

La cuarta regla se ve mejor con un caso. Supóngase que se conocen las constantes de estas dos reacciones a la misma temperatura:

$$\text{(1)}\quad 2\ \text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrows 2\ \text{CO(g)} \qquad K_1$$

$$\text{(2)}\quad 2\ \text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrows 2\ \text{CO}_2\text{(g)} \qquad K_2$$

Sumándolas, el monóxido de carbono se cancela y queda $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrows \text{CO}_2\text{(g)}$ por cada carbono, es decir, $2\ \text{C(s)} + 2\ \text{O}_2\text{(g)} \leftrightarrows 2\ \text{CO}_2\text{(g)}$. La constante de la suma es el producto:

$$K = K_1 \cdot K_2 = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{O}_2}} \cdot \frac{p_{\text{CO}_2}^2}{p_{\text{CO}}^2\, p_{\text{O}_2}} = \frac{p_{\text{CO}_2}^2}{p_{\text{O}_2}^2}$$

que es justamente la expresión que corresponde a la ecuación suma. Las presiones de CO se cancelan igual que se cancelaba la especie intermedia. Es el mismo mecanismo de la ley de Hess, con productos en lugar de sumas.

Un ejemplo numérico de la primera regla. Para

$$\text{N}_2\text{(g)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)} \leftrightarrows 2\ \text{NH}_3\text{(g)} \qquad K_c = 4{,}0 \cdot 10^{-2}$$

la constante de la descomposición $2\ \text{NH}_3\text{(g)} \leftrightarrows \text{N}_2\text{(g)} + 3\ \text{H}_2\text{(g)}$ vale $1/(4{,}0 \cdot 10^{-2}) = 25$, y la de la síntesis escrita con coeficiente unidad para el amoníaco, $\tfrac{1}{2}\ \text{N}_2\text{(g)} + 3/2\ \text{H}_2\text{(g)} \leftrightarrows \text{NH}_3\text{(g)}$, vale $\sqrt{4{,}0 \cdot 10^{-2}} = 0{,}20$. Tres números distintos para la misma química: por eso una constante sin la ecuación a la que se refiere no significa nada.

2.5. El método de la tabla: cómo se plantea cualquier problema de equilibrio

Todos los problemas numéricos de este tema, sin excepción, se resuelven con el mismo esquema. Merece la pena aprenderlo como un procedimiento fijo, porque ordena el planteamiento y porque tenerlo automatizado ahorra la mitad del tiempo.

1. **Escribir la ecuación ajustada**, con los estados de agregación. Si el enunciado la da sin ajustar, ajustarla es el primer paso.
2. **Escribir la expresión de la constante** a partir de esa ecuación, dejando fuera sólidos y líquidos puros.
3. **Construir la tabla de tres filas**: cantidades *iniciales*, cantidades *transformadas* y cantidades *en el equilibrio*. Las transformadas se escriben todas en función de una sola incógnita, respetando la

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