

Bloque 2

Reacciones Químicas

Apuntes completos para la PAU: teoría desarrollada paso a paso, trucos y ejercicios resueltos del tipo que pide el examen.

Contenido

2.1 Estequiometría

El mol, masa molar, ajuste, reactivo limitante, rendimiento, gases, concentración.

2.2 Termodinámica Química

Entalpía, ley de Hess, energías de enlace, entropía, energía libre de Gibbs, espontaneidad.

2.3 Cinética Química

Velocidad, teoría de colisiones, energía de activación, Arrhenius, catalizadores, órdenes.

2.4 Equilibrio Químico

Kc, Kp, cociente Q, Le Chatelier, equilibrios heterogéneos, producto de solubilidad Kps.

2.5 Equilibrio Ácido-Base

pH, Ka, Kb, hidrólisis de sales, disoluciones tampón, volumetrías.

2.6 Redox y Electroquímica

Ion-electrón, potenciales estándar, pilas galvánicas, electrólisis, Faraday.

Apuntes de preparación para la PAU · 2.º de Bachillerato

Ejemplar de muestra gratuito, igual para todos. Prohibida su venta o redistribución sin permiso escrito del titular.

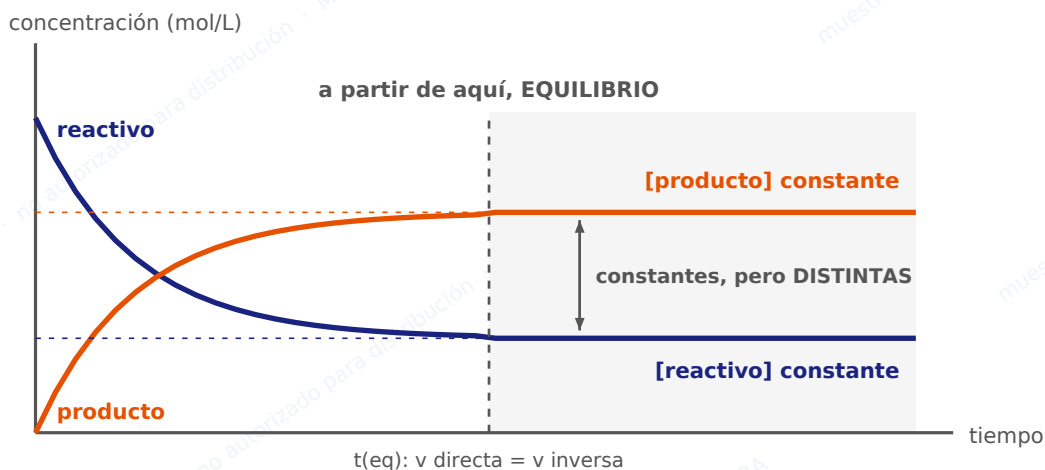
© 2026 PAUmode. Todos los derechos reservados. Queda prohibida la reproducción total o parcial, la distribución, la comunicación pública y la transformación de esta obra sin autorización escrita del titular. El incumplimiento podrá dar lugar a las acciones civiles y penales previstas en la legislación sobre propiedad intelectual.

2.4 Equilibrio Químico

Bloque 2: 2.1 Estequiometría · 2.2 Termodinámica · 2.3 Cinética · **2.4 Equilibrio** · 2.5 Ácido-Base · 2.6 Redox.

El **equilibrio químico** se alcanza cuando las velocidades de la reacción directa e inversa se igualan y las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes. Es un equilibrio **dinámico**: la reacción no para, pero los cambios en ambos sentidos se compensan exactamente.

Cómo se alcanza el equilibrio: concentraciones frente al tiempo



En el equilibrio las dos concentraciones dejan de cambiar; no tienen por qué valer lo mismo.

Figura 1 - Al llegar al equilibrio las dos concentraciones se estabilizan, pero cada una en un valor distinto: constante no significa igual.

2.4.1 · Constante de Equilibrio K_c

Para una reacción en equilibrio $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, la **ley del equilibrio** (Guldberg-Waage) establece que a temperatura constante existe una constante:

$$K_c = [C]^c \cdot [D]^d / ([A]^a \cdot [B]^b)$$

Los corchetes indican concentración molar en el equilibrio (mol/L).

Kc solo depende de la temperatura. Es adimensional (convencionalmente).

Kc >> 1: el equilibrio está desplazado hacia los productos.

Kc << 1: el equilibrio está desplazado hacia los reactivos.

Relación con la termodinámica. La constante de equilibrio se relaciona con la energía libre de Gibbs: $\Delta G^\circ = -RT \ln K$. Si $\Delta G^\circ < 0$, $K > 1$ (favorece productos). Si $\Delta G^\circ > 0$, $K < 1$ (favorece reactivos).

Propiedades de Kc:

- Si se invierte la reacción: $K' = 1/K$.
- Si se multiplican los coeficientes por n: $K' = K^n$.
- Si se suma una reacción a otra: $K_{\text{total}} = K_1 \cdot K_2$.

Error típico. Los coeficientes estequiométricos pasan a ser EXPONENTES en la expresión de Kc. Si la reacción es $2 \text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$, entonces $K_c = [\text{N}_2\text{O}_4] / [\text{NO}_2]^2$, NO al revés.

2.4.2 · Constante Kp y Relación $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$

Para reacciones en fase gaseosa se puede expresar la constante de equilibrio en términos de **presiones parciales** en lugar de concentraciones. La relación entre Kp y Kc viene dada por:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$$

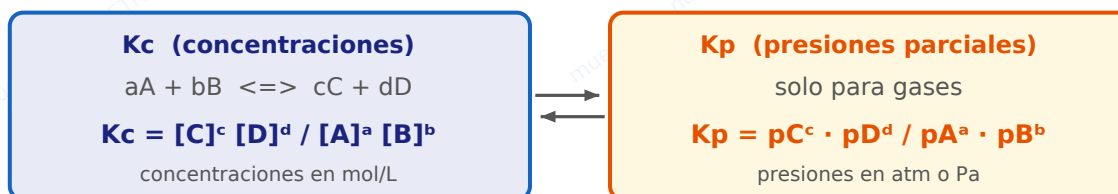
Δn = moles de gas en productos - moles de gas en reactivos

R = 0,082 atm·L/(mol·K) si Kp en atm

T en Kelvin obligatorio.

Constantes de equilibrio Kc y Kp: relación y casos

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad \text{con} \quad \Delta n = n_{\text{gas(productos)}} - n_{\text{gas(reactivos)}}$$



Caso	$\Delta n > 0$	$\Delta n = 0$	$\Delta n < 0$
Ejemplo	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2 NO_2 \quad (\Delta n = +1)$	$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI \quad (\Delta n = 0)$	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 \quad (\Delta n = -2)$
Kp frente a Kc	$K_p > K_c$	$K_p = K_c$	$K_p < K_c$

$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ si Kp en atm; $R = 8,314 \text{ J}/(\text{mol}\cdot\text{K})$ si Kp en Pa. T siempre en Kelvin.

Figura 2 - Comparación de Kc y Kp con la relación de conversión y ejemplos para los tres casos posibles de Δn .

La relación entre ambas constantes es **$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$** , donde **$\Delta n = \text{moles gaseosos de productos} - \text{moles gaseosos de reactivos}$** . Los sólidos y líquidos puros no cuentan. Consecuencias:

- Si $\Delta n = 0$: $K_p = K_c$, independientemente de la temperatura.
- Si $\Delta n > 0$: Kp se obtiene multiplicando Kc por $(RT)^{\Delta n}$.
- Si $\Delta n < 0$: Kp se obtiene multiplicando Kc por $(RT)^{\Delta n}$, lo que equivale a dividir Kc por $(RT)^{|\Delta n|}$.

Truco. PAU: calcula primero Δn y aplica directamente **$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$** . No memorices comparaciones simplificadas; aplica siempre la fórmula.

Grado de disociación (alfa). Cuando un gas se rompe en otros, el **grado de disociación** es la fracción de los moles iniciales que se ha disociado: **alfa = moles disociados / moles iniciales**. Vale entre 0 y 1, y multiplicado por 100 da el porcentaje. Si se parte de n_0 mol de PCl_5 , se disocian $n_0 \cdot \text{alfa}$ mol, y la tabla de moles queda entera en función de alfa:

	PCl_5	PCl_3	Cl_2	Total
Inicial (mol)	n_0	0	0	n_0
Reaccionan (mol)	$- n_0 \cdot \text{alfa}$	$+ n_0 \cdot \text{alfa}$	$+ n_0 \cdot \text{alfa}$	$+ n_0 \cdot \text{alfa}$
Equilibrio (mol)	$n_0(1 - \text{alfa})$	$n_0 \cdot \text{alfa}$	$n_0 \cdot \text{alfa}$	$n_0(1 + \text{alfa})$

Fracción molar y presión parcial. La **fracción molar** de un gas es la parte de los moles totales que le corresponde. La **presión parcial** es la parte de la presión total que ejerce ese gas, y se calcula con la ley de Dalton:

$$x_i = n_i / n_T \quad (\text{todas las } x_i \text{ suman } 1)$$

$$p_i = x_i \cdot P_T \quad (\text{ley de Dalton})$$

$$p_i \cdot V = n_i \cdot R \cdot T \Rightarrow p_i = [i] \cdot R \cdot T$$

$$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2, \text{ con } c_0 = n_0/V:$$

$$K_c = c_0 \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha)$$

$$K_p = \alpha^2 \cdot P_T / (1 - \alpha^2)$$

Las dos últimas expresiones no se memorizan: salen de la tabla. Para K_c se dividen los moles del equilibrio entre V . Para K_p se dividen entre $n_T = n_0(1 + \alpha)$, lo que da las fracciones molares, y se multiplican por P_T . Con otra reacción cambian los coeficientes, y por eso lo que hay que saber hacer es la tabla.

Error típico. La fracción molar se calcula dividiendo entre los moles **totales del equilibrio**, $n_0(1 + \alpha)$, no entre los moles iniciales n_0 . Y en K_p van siempre las presiones **parciales** de cada gas, nunca la presión total.

Truco. Dos comprobaciones de diez segundos: las fracciones molares suman 1 y las presiones parciales suman la presión total. Si no cuadran, hay un error en la tabla. Y α no puede salir mayor que 1: si sale, algo está mal planteado.

2.4.3 · Cociente de Reacción Q y Predicción del Sentido

El **cociente de reacción Q** tiene la misma expresión matemática que K_c , pero se calcula con las concentraciones existentes en ese instante (no necesariamente en el equilibrio). Si el enunciado proporciona concentraciones iniciales y pide el sentido de evolución, se usan esas concentraciones para calcular Q . Comparando Q con K se predice hacia dónde evolucionará el sistema:

$Q < K \Rightarrow$ la reacción avanza en sentido directo (forma productos)

$Q = K \Rightarrow$ el sistema está en equilibrio

$Q > K \Rightarrow$ la reacción avanza en sentido inverso (forma reactivos)

Cociente de reacción Q : predicción del sentido de evolución

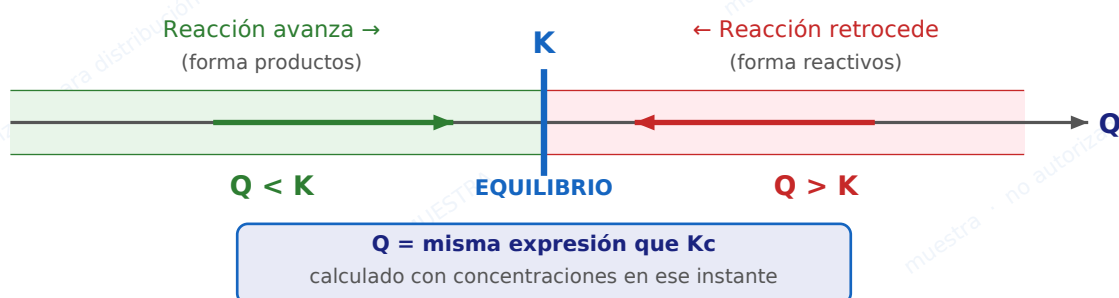


Figura 3 - El cociente Q indica en qué zona del eje se encuentra el sistema respecto al equilibrio (K) y el sentido en que evolucionará.

PAU - Atención. Una forma de preguntarlo en la PAU: dan concentraciones iniciales, piden si el sistema está en equilibrio y, si no lo está, el sentido de evolución. Calcula Q con los datos y compara con K .

2.4.4 · Principio de Le Chatelier

El **principio de Le Chatelier** establece que si se perturba un sistema en equilibrio, este evoluciona en el sentido que **tiende a contrarrestar la perturbación** y restablecer un nuevo equilibrio.

Principio de Le Chatelier: hacia qué lado se desplaza el equilibrio



4 mol de gas a la izquierda · 2 mol de gas a la derecha

Perturbación	Respuesta del equilibrio	Efecto sobre K
Añadir N₂ (más reactivo)	se desplaza hacia productos reactivos → productos	K no cambia
Aumentar la presión (comprimir el gas)	hacia el lado con MENOS moles reactivos → productos	K no cambia
Aumentar la temperatura (la reacción es exotérmica)	se desplaza hacia reactivos reactivos ← productos	K disminuye

Azul: la perturbación desplaza el equilibrio pero K sigue valiendo lo mismo. Ámbar: además cambia el valor de K.

La temperatura es lo único que cambia K. Un catalizador no desplaza el equilibrio: solo se llega antes a él.

Figura 4 - Tres perturbaciones (concentración, presión y temperatura) sobre una misma reacción: hacia qué lado se desplaza el equilibrio en cada caso y qué pasa con K. Solo la temperatura cambia el valor de K.

Efecto de la presión (solo para gases):

- Aumentar la presión total => el equilibrio se desplaza hacia el lado con **menos moles de gas** ($\Delta n < 0$).
- Disminuir la presión total => desplaza hacia el lado con más moles de gas.
- Añadir un gas inerte (a V constante): no afecta las presiones parciales => no desplaza el equilibrio.

Efecto de la temperatura:

- Aumentar T favorece la reacción **endotérmica** (la que absorbe calor).
- Disminuir T favorece la reacción **exotérmica** (la que libera calor).
- La temperatura es el **ÚNICO** factor que cambia el valor numérico de K.

Ejemplo industrial: síntesis del amoníaco (Haber-Bosch). $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$, $\Delta H = -92 \text{ kJ/mol}$ (exotérmica, $\Delta n = -2$). Presión alta desplaza hacia NH_3 ($\Delta n < 0$). Temperatura baja favorece NH_3 (reacción exotérmica), pero ralentiza la cinética: se usa catalizador de hierro y temperatura moderada ($\sim 450^\circ\text{C}$) como compromiso.

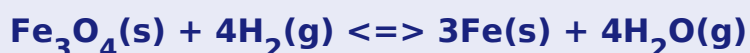
2.4.5 · Equilibrios Heterogéneos

En un **equilibrio heterogéneo** participan sustancias en distintas fases. La actividad de un **sólido puro o líquido puro** es 1 por convenio, por lo que **no aparecen en la expresión de Kc ni Kp**.



$$K_c = [\text{CO}_2] \quad (\text{CaCO}_3 \text{ y CaO no aparecen por ser sólidos puros})$$

$$K_p = p(\text{CO}_2)$$



$$K_c = [\text{H}_2\text{O}]^4 / [\text{H}_2]^4 = (p(\text{H}_2\text{O}) / p(\text{H}_2))^4 = K_p$$

Error típico. Incluir la concentración de sólidos o líquidos puros en la expresión de K. La presencia de un sólido en equilibrio solo importa cualitativamente (tiene que haber algo de cada sólido para que exista el equilibrio), pero su cantidad no aparece en Kc ni Kp.

2.4.6 · Producto de Solubilidad Kps

El **producto de solubilidad Kps** es la constante de equilibrio de la disolución de una sal poco soluble en agua. Para la sal A_xB_y :



$$K_{ps} = [\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y$$

Solubilidad s: moles de sal que se disuelven por litro de disolución.

Para AgCl: $K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_{ps}}$

Para $Ca_3(PO_4)_2$: $K_{ps} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = (3s)^3 (2s)^2 = 108 s^5$

Efecto del ion común:

Si en la disolución ya hay uno de los iones de la sal (ion común), el equilibrio se desplaza hacia la izquierda (Le Chatelier) y la solubilidad **disminuye**. Por ejemplo: AgCl en presencia de NaCl tiene menor solubilidad que en agua pura.

Predicción de precipitación:

Se calcula el **producto iónico Q** con las concentraciones iniciales. Si $Q > K_{ps}$, precipita. Si $Q < K_{ps}$, no precipita. Si $Q = K_{ps}$, solución saturada.

Truco. Para K_{ps} tipo AB (1:1) como AgCl, $BaSO_4$, $s = \sqrt{K_{ps}}$. Para tipo AB_2 como PbI_2 ($K_{ps} = 4s^3$), $s = (K_{ps}/4)^{1/3}$. Identifica el tipo y escribe s en términos del cociente estequiométrico antes de despejar.

PAU - Atención. Tipos de pregunta de PAU sobre solubilidad: (a) calcular s a partir de K_{ps} , (b) calcular s en presencia de ion común, (c) predecir si precipita al mezclar dos soluciones. Los tres tipos requieren plantear la expresión de K_{ps} y sustituir correctamente.

Ejercicios Resueltos

Selección de problemas tipo PAU con resolución paso a paso, sobre los cálculos de equilibrio explicados en este apunte.

1. A 700 K, la reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$ alcanza el equilibrio con: $[\text{H}_2] = 0,042 \text{ M}$, $[\text{I}_2] = 0,042 \text{ M}$, $[\text{HI}] = 0,316 \text{ M}$. Calcula K_c y comenta si el equilibrio favorece productos o reactivos.

Sustituir en la expresión de K_c con los coeficientes como exponentes.

$$K_c = [\text{HI}]^2 / ([\text{H}_2][\text{I}_2]) = (0,316)^2 / (0,042 \cdot 0,042)$$

$$K_c = 0,09986 / 0,001764 = 56,6$$

$K_c = 56,6 \gg 1$: el equilibrio favorece claramente la formación de HI (productos).

Solución: $K_c = 56,6$ (favorece productos)

2. Para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ a 400 °C, $K_c = 0,500$. Calcula K_p .

Calcular Δn de gas y aplicar $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$.

$$\Delta n = \text{moles gas productos} - \text{moles gas reactivos} = 2 - (1+3) = -2$$

$$T = 400 + 273 = 673 \text{ K}; \quad R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/(\text{mol}\cdot\text{K})$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{-2} = 0,500 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-2}$$

$$RT = 55,19; \quad (RT)^{-2} = 1/(55,19)^2 = 1/3046 = 3,28 \times 10^{-4}$$

$$K_p = 0,500 \cdot 3,28 \times 10^{-4} = 1,64 \times 10^{-4}$$

$K_p < K_c$ porque $\Delta n < 0$ (hay menos moles gaseosos en productos).

Solución: $K_p = 1,64 \times 10^{-4}$

3. Para $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$, $K_c = 280$ a 1000 K. En un recipiente se tienen: $[\text{SO}_2] = 0,40 \text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0,30 \text{ M}$, $[\text{SO}_3] = 2,0 \text{ M}$. ¿Está el sistema en equilibrio? Si no, ¿hacia dónde evolucionará?

Calcular Q con las concentraciones dadas y comparar con K_c .

$$Q = [\text{SO}_3]^2 / ([\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]) = (2,0)^2 / ((0,40)^2 \cdot 0,30)$$

$$Q = 4,0 / (0,16 \cdot 0,30) = 4,0 / 0,048 = 83,3$$

$Q = 83,3 < K_c = 280 \Rightarrow$ el sistema NO está en equilibrio.

Como $Q < K$, la reacción avanza en sentido directo: se forman más SO_3 .

Solución: $Q = 83,3 < K = 280$: avanza hacia SO_3 (sentido directo)

4. La reacción $\text{CO(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}$ es exotérmica. Indica el efecto sobre el equilibrio de: (a) aumentar $[\text{H}_2]$, (b) aumentar la temperatura, (c) reducir la presión total.

Aplicar el principio de Le Chatelier a cada perturbación por separado.

(a) Aumentar $[\text{H}_2]$: perturbación hacia la derecha. El equilibrio se desplaza hacia los productos (CH_4 y H_2O) para consumir el exceso de H_2 .

(b) Aumentar T : la reacción es exotérmica; el calor actúa como producto. Al aumentar T el sistema se desplaza hacia los REACTIVOS (sentido endotérmico) y K disminuye.

(c) Reducir presión: $\Delta n = (1+1)-(1+3) = -2 < 0$. Menos presión favorece el lado con más moles de gas: se desplaza hacia REACTIVOS ($\text{CO} + \text{H}_2$).

Solución: (a) $\rightarrow$ productos | (b) $\leftarrow$ reactivos, K baja | (c) $\leftarrow$ reactivos

5. A 800 K, la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$ tiene $K_c = 4,0$. Se parte de $[\text{CO}]_0 = [\text{H}_2\text{O}]_0 = 1,00 \text{ M}$, $[\text{CO}_2]_0 = [\text{H}_2]_0 = 0$. Calcula las concentraciones en el equilibrio.

Se monta la tabla de concentraciones (las iniciales, las que reaccionan y las del equilibrio) llamando x a la concentración de CO que reacciona. Los cuatro coeficientes son 1, así que las cuatro especies cambian en la misma cantidad.

	CO	H ₂ O	CO ₂	H ₂
Inicial (M)	1,00	1,00	0	0
Reaccionan (M)	- x	- x	+ x	+ x
Equilibrio (M)	1 - x	1 - x	x	x

Se sustituye la fila del equilibrio en la expresión de K_c :

$$K_c = x^2 / (1-x)^2 = 4,0 \Rightarrow x/(1-x) = \sqrt{4,0} = 2,0$$

Los dos miembros son cuadrados perfectos, así que basta con sacar la raíz cuadrada a los dos lados y se evita la ecuación de segundo grado.

$$x = 2,0(1-x) = 2,0 - 2x \Rightarrow 3x = 2,0 \Rightarrow x = 0,667 \text{ M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 1,00 - 0,667 = 0,333 \text{ M}; \quad [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,667 \text{ M}$$

Verificación: $K_c = (0,667)^2 / (0,333)^2 = 0,445/0,111 = 4,01$ (OK)

Solución: $[CO]=[H_2O]=0,333$ M | $[CO_2]=[H_2]=0,667$ M

6. Para el equilibrio heterogéneo $CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$, $K_p = 0,236$ atm a $800^\circ C$. (a) Escribe la expresión de K_p . (b) Calcula K_c a esa temperatura.

Recordar que los sólidos puros no aparecen en K_p . Usar $K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$.

(a) $CaCO_3$ y CaO son sólidos puros $\Rightarrow K_p = p(CO_2) = 0,236$ atm

(b) $\Delta n = 1$ (un mol de gas en productos, cero en reactivos gaseosos)

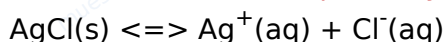
$$T = 800 + 273 = 1073 \text{ K}; \quad RT = 0,082 \cdot 1073 = 87,99$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^1 \Rightarrow K_c = K_p / RT = 0,236 / 87,99 = 2,68 \times 10^{-3}$$

Solución: $K_p = p(CO_2) = 0,236$ atm | $K_c = 2,68 \times 10^{-3}$

7. La solubilidad del $AgCl$ en agua es $s = 1,34 \times 10^{-5}$ mol/L a $25^\circ C$. Calcula K_{ps} .

Escribir la disolución en equilibrio y expresar los iones en función de s .



$$[Ag^+] = [Cl^-] = s = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

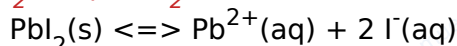
$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = s^2 = (1,34 \times 10^{-5})^2$$

$$K_{ps} = 1,80 \times 10^{-10}$$

Solución: $K_{ps}(AgCl) = 1,80 \times 10^{-10}$

8. El K_{ps} del PbI_2 es $9,8 \times 10^{-9}$ a $25^\circ C$. Calcula su solubilidad molar.

PbI_2 es tipo AB_2 : identificar los coeficientes e iones correctamente.



$$[Pb^{2+}] = s; \quad [I^-] = 2s$$

$$K_{ps} = [Pb^{2+}][I^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$$

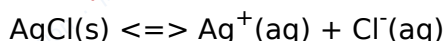
$$s^3 = K_{ps}/4 = 9,8 \times 10^{-9}/4 = 2,45 \times 10^{-9}$$

$$s = (2,45 \times 10^{-9})^{1/3} = 1,35 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Solución: $s(PbI_2) = 1,35 \times 10^{-3}$ mol/L

9. Calcula la solubilidad del AgCl ($K_{ps} = 1,80 \times 10^{-10}$) en una disolución de NaCl 0,10 M (efecto del ion común).

El NaCl aporta Cl^- : $[Cl^-]$ no es solo s sino $0,10 + s$.



$$[Ag^+] = s; [Cl^-] = 0,10 + s \approx 0,10 \text{ (porque } s \ll 0,10)$$

$$K_{ps} = s \cdot 0,10 = 1,80 \times 10^{-10}$$

$$s = 1,80 \times 10^{-10} / 0,10 = 1,80 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Comparar: en agua pura $s = 1,34 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$. Con ion común la solubilidad es unas 7400 veces menor.

Solución: $s = 1,80 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$ (la solubilidad cae unas 7400 veces)

10. A 900 °C se introducen 2,0 mol de SO_2 y 1,0 mol de O_2 en un recipiente cerrado de 1,0 L. En el equilibrio $2 SO_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 SO_3(g)$ se han formado 1,30 mol de SO_3 . Calcula (a) las concentraciones en el equilibrio, (b) el grado de conversión del SO_2 y (c) el valor de K_c .

Los moles de SO_3 formados son los que fijan x . Con x salen las otras dos especies, y solo entonces se puede calcular K_c .

Se llama x a los moles de O_2 que reaccionan: por cada mol de O_2 desaparecen 2 mol de SO_2 y aparecen 2 mol de SO_3 , que es lo que dicen los coeficientes.

	SO_2	O_2	SO_3
Inicial (mol)	2,0	1,0	0
Reaccionan (mol)	- 2x	- x	+ 2x
Equilibrio (mol)	2,0 - 2x	1,0 - x	2x

En el equilibrio hay 1,30 mol de SO_3 , y en la tabla el SO_3 vale $2x$:

$$2x = 1,30 \Rightarrow x = 0,650$$

(a) El recipiente es de 1,0 L, así que los moles y la concentración molar coinciden en valor numérico:

$$[SO_2] = 2,0 - 2(0,650) = 0,70 \text{ M}; [O_2] = 1,0 - 0,650 = 0,35 \text{ M}$$

$$[SO_3] = 2(0,650) = 1,30 \text{ M}$$

(b) El grado de conversión es la fracción del SO_2 de partida que ha reaccionado. Han reaccionado $2x = 1,30 \text{ mol}$ de los 2,0 mol iniciales:

$$\alpha = 1,30 / 2,0 = 0,65 \Rightarrow 65 \%$$

(c) Se sustituye en K_c , siempre con las concentraciones del equilibrio:

$$K_c = [\text{SO}_3]^2 / ([\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]) = (1,30)^2 / ((0,70)^2 \cdot 0,35)$$

$$K_c = 1,69 / 0,1715 = 9,85$$

En el ejercicio 3 esta misma reacción tenía $K_c = 280$ a 1000 K. A 900 °C (1173 K) K_c es mucho menor: formar SO_3 es exotérmico y calentar desplaza el equilibrio hacia los reactivos.

Solución: $[\text{SO}_2] = 0,70 \text{ M}$, $[\text{O}_2] = 0,35 \text{ M}$, $[\text{SO}_3] = 1,30 \text{ M}$ | conversión del SO_2 : 65 % | $K_c = 9,85$

11. En un recipiente de 1,00 L se introducen 2,76 g de N_2O_4 a 25 °C. Al alcanzarse el equilibrio $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, el N_2O_4 está disociado un 20 %. Calcula (a) los moles de cada gas en el equilibrio, (b) K_c , (c) la presión total y las presiones parciales y (d) K_p . Masas atómicas: N = 14,0; O = 16,0. R = 0,082 atm·L/(mol·K).

El 20 % es el grado de disociación: $\alpha = 0,20$. Con él la tabla de moles sale sin ninguna incógnita. Cada mol de N_2O_4 que se rompe da 2 mol de NO_2 , así que los moles totales aumentan.

Moles iniciales: $M(\text{N}_2\text{O}_4) = 2 \cdot 14,0 + 4 \cdot 16,0 = 92,0 \text{ g/mol}$, y $n_0 = 2,76 / 92,0 = 0,0300 \text{ mol}$.

	N_2O_4	NO_2	Total
Inicial (mol)	n_0	0	n_0
Reaccionan (mol)	$- n_0 \cdot \alpha$	$+ 2 n_0 \cdot \alpha$	$+ n_0 \cdot \alpha$
Equilibrio (mol)	$n_0(1 - \alpha)$	$2 n_0 \cdot \alpha$	$n_0(1 + \alpha)$

(a) Se sustituyen $n_0 = 0,0300 \text{ mol}$ y $\alpha = 0,20$ en la fila del equilibrio:

$$n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0300 \cdot 0,80 = 0,0240 \text{ mol}; \quad n(\text{NO}_2) = 2 \cdot 0,0300 \cdot 0,20 = 0,0120 \text{ mol}$$

$$n_T = 0,0300 \cdot 1,20 = 0,0360 \text{ mol}$$

Comprobación: $0,0240 + 0,0120 = 0,0360 \text{ mol}$ (OK)

(b) Con $V = 1,00 \text{ L}$ las concentraciones valen lo mismo que los moles:

$$K_c = [\text{NO}_2]^2 / [\text{N}_2\text{O}_4] = (0,0120)^2 / 0,0240 = 1,44 \times 10^{-4} / 0,0240 = 6,00 \times 10^{-3}$$

Por el otro camino: sacando las concentraciones de la tabla, $K_c = (2c_0 \cdot \alpha)^2 / (c_0(1 - \alpha)) = 4 c_0 \cdot \alpha^2 / (1 - \alpha) = 4 \cdot 0,0300 \cdot 0,04 / 0,80 = 6,00 \times 10^{-3}$ (OK)

(c) La presión total sale de la ecuación de los gases con los moles **totales**. $T = 25 + 273 = 298 \text{ K}$ y $RT = 0,082 \cdot 298 = 24,44$:

$$P_T = n_T \cdot RT / V = 0,0360 \cdot 24,44 / 1,00 = 0,880 \text{ atm}$$

Fracciones molares: $x(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0240 / 0,0360 = 0,667$ y $x(\text{NO}_2) = 0,0120 / 0,0360 = 0,333$, que suman 1. Por la ley de Dalton:

$$p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,667 \cdot 0,880 = 0,587 \text{ atm}; \quad p(\text{NO}_2) = 0,333 \cdot 0,880 = 0,293 \text{ atm}$$

Por el otro camino, $p_i = [i] \cdot RT$: $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0240 \cdot 24,44 = 0,5866 \text{ atm}$ y $p(\text{NO}_2) = 0,0120 \cdot 24,44 = 0,2933 \text{ atm}$. Coinciden (OK)

(d) K_p se calcula con las presiones parciales, no con la total:

$$K_p = p(\text{NO}_2)^2 / p(\text{N}_2\text{O}_4) = (0,2933)^2 / 0,5866 = 0,147$$

Por el otro camino, $\Delta n = 2 - 1 = 1$ y $K_p = K_c \cdot (RT)^1 = 6,00 \times 10^{-3} \cdot 24,44 = 0,147$ (OK)

Solución: $n(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,0240 \text{ mol}$, $n(\text{NO}_2) = 0,0120 \text{ mol}$ | $K_c = 6,00 \times 10^{-3}$ | $P_T = 0,880 \text{ atm}$, $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,587 \text{ atm}$, $p(\text{NO}_2) = 0,293 \text{ atm}$ | $K_p = 0,147$

12. Para $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$, $K_p = 0,148$ a 25°C . Se deja llegar al equilibrio una muestra de N_2O_4 puro, y en el equilibrio la presión total es $1,00 \text{ atm}$. Calcula (a) las presiones parciales y las fracciones molares de los dos gases, (b) el grado de disociación del N_2O_4 y (c) compáralo con el del ejercicio 11.

Hay dos incógnitas, las dos presiones parciales, y dos ecuaciones: K_p y la ley de Dalton, que dice que las presiones parciales suman la presión total.

(a) Se llama y a $p(\text{NO}_2)$. Como $p(\text{NO}_2) + p(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,00 \text{ atm}$, $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,00 - y$. Se sustituye en K_p :

$$K_p = y^2 / (1,00 - y) = 0,148 \Rightarrow y^2 + 0,148 y - 0,148 = 0$$

$$y = (-0,148 + \sqrt{(0,148)^2 + 4 \cdot 0,148}) / 2 = (-0,148 + 0,7835) / 2 = 0,318 \text{ atm}$$

La otra raíz sale negativa y no tiene sentido físico. Así que $p(\text{NO}_2) = 0,318 \text{ atm}$ y $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 1,00 - 0,318 = 0,682 \text{ atm}$.

De la ley de Dalton, $x_i = p_i / P_T$, y con $P_T = 1,00 \text{ atm}$ las fracciones molares valen lo mismo que las presiones:

$$x(\text{NO}_2) = 0,318 / 1,00 = 0,318; \quad x(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,682 / 1,00 = 0,682$$

(b) Se monta la tabla con alfa, igual que en el ejercicio 11, y se añade la fila de las fracciones molares, que es cada fila del equilibrio dividida entre el total:

	N_2O_4	NO_2	Total
Inicial (mol)	n_0	0	n_0
Reaccionan (mol)	$-n_0 \cdot \alpha$	$+2 n_0 \cdot \alpha$	$+n_0 \cdot \alpha$
Equilibrio (mol)	$n_0(1 - \alpha)$	$2 n_0 \cdot \alpha$	$n_0(1 + \alpha)$
Fracción molar	$(1 - \alpha) / (1 + \alpha)$	$2 \alpha / (1 + \alpha)$	1

Se iguala la fracción molar del NO_2 de la tabla a la que ha salido en (a):

$$2 \alpha / (1 + \alpha) = 0,318 \Rightarrow \alpha = 0,318 / (2 - 0,318) = 0,189$$

Por el otro camino, se lleva la tabla a K_p desde el principio: $K_p = (x(\text{NO}_2) \cdot P_T)^2 / (x(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot P_T) = 4 \alpha^2 \cdot P_T / (1 - \alpha^2)$. Con $P_T = 1,00 \text{ atm}$: $0,148 = 4 \alpha^2 / (1 - \alpha^2)$, $\alpha^2 = 0,148 / 4,148 = 0,0357$ y $\alpha = 0,189$ (OK)

(c) En el ejercicio 11 el N_2O_4 estaba disociado un 20 % a 0,880 atm. Aquí, a la misma temperatura y a 1,00 atm, lo está un 18,9 %. Es lo que dice Le Chatelier: a más presión el equilibrio se desplaza hacia el lado con menos moles de gas, que es el N_2O_4 . La constante es la misma en los dos ejercicios, porque solo depende de la temperatura: 0,147 allí y 0,148 aquí, que es el mismo valor salvo redondeo.

Solución: $p(\text{NO}_2) = 0,318 \text{ atm}$, $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,682 \text{ atm}$ | $x(\text{NO}_2) = 0,318$, $x(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,682$ | $\alpha = 0,189$ (18,9 %)