

Equilibrio químico

TEMA 5

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Tema 5. Equilibrio químico

5.1. Concepto.

5.2. Sistemas gaseosos.

5.3. Ley de acción de masas.

5.4. Equilibrio y energía libre.

5.5. Equilibrios heterogéneos.

5.6. Aplicaciones de la constante de equilibrio.

5.7. Cociente de reacción.

5.8. Cambio de condiciones y equilibrio: Principio de Le Chatelier.

The logo for Cartagena99 features the text 'Cartagena99' in a stylized, bold font. The 'C' is large and blue, while the rest of the text is in a dark teal color. The logo is set against a light blue and orange gradient background.

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Equilibrio químico: Concepto

- ✓ No todas las reacciones transcurren hasta que se han consumido totalmente los reactivos y se han transformado por completo en productos.
- ✓ Las reacciones reversibles pueden darse en ambos sentidos, lo que se representa como \rightleftharpoons , y se produce reacción neta hasta que las **concentraciones de reactivos y productos se mantienen constantes** en el tiempo si no se altera ninguna condición.
- ✓ En ese momento, las **velocidades de las reacciones directa e inversa**, que se producen permanentemente, **son iguales**. Se alcanza el punto de equilibrio en una reacción química. Un **equilibrio dinámico**.

Cartagena99

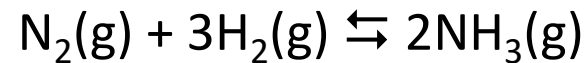
CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Equilibrio químico: Concepto

- ✓ Existen numerosas reacciones de equilibrio utilizadas en la industria:

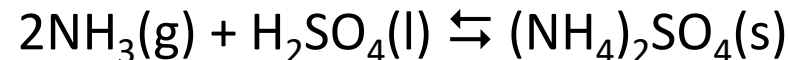
Síntesis de Haber



Síntesis de cal



Síntesis de fertilizantes



- ✓ En ellas no se llegan a consumir totalmente los reactivos, por ser reacciones de equilibrio. Es interesante conocer:

¿Cuánto producto puedo obtener?

¿Cómo modificar el equilibrio para obtener más producto?

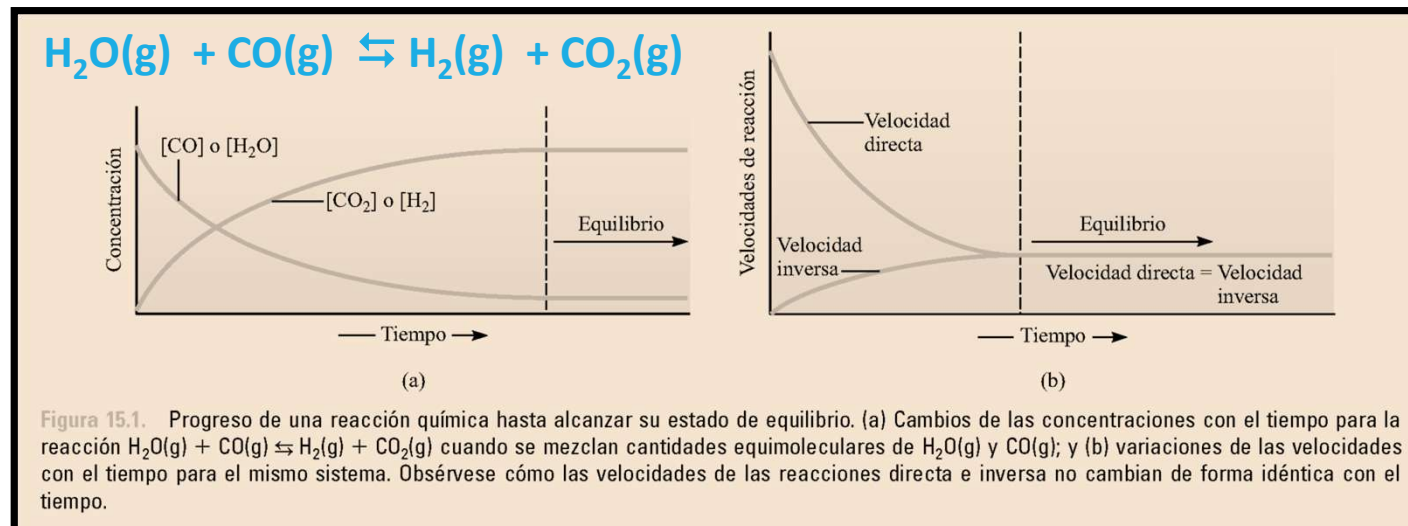
Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORIAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Equilibrio químico: Concepto

Ejemplo: progreso de una reacción química hasta alcanzar el estado de equilibrio.
[H₂O(g)] y [CO(g)] iniciales = 0,010 M



Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Si realizamos varios experimentos partiendo de \neq concentraciones para:



Experimento	Cantidad inicial		Cantidad final		Equilibrio
	N_2O_4	NO_2	N_2O_4	NO_2	$[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$
1	0,0500	0,0000	0,0430	0,0141	$4,62 \times 10^{-3}$
2	0,0000	0,0500	0,0202	0,00968	$4,62 \times 10^{-3}$
3	0,0500	0,0500	0,062	0,0175	$4,62 \times 10^{-3}$

La relación $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ en el equilibrio es siempre la misma : cte (K)

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Si consideramos varios experimentos partiendo de \neq concentraciones para:



La relación $[\text{NO}_2]^2/[\text{N}_2\text{O}_4]$ en el equilibrio es siempre la misma :
cte de equilibrio(K)

$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Equilibrio químico: Ley de acción de masas

Basándose en observaciones experimentales (C. M. Guldberg y P. Waage, 1864):

“Para una reacción reversible en equilibrio y a una temperatura constante, una relación determinada de concentraciones de reactivos y productos tiene un valor constante K (constante de equilibrio)”

La concentración de cada sustancia se eleva a un exponente igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación química ajustada.

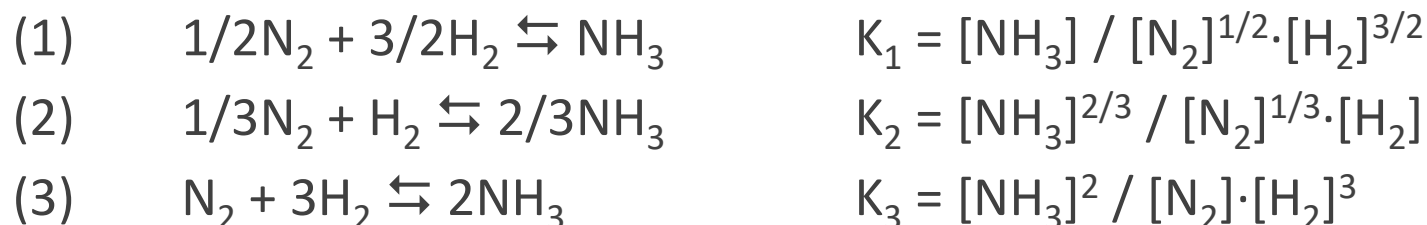
The logo for Cartagena99 features the text 'Cartagena99' in a stylized, bold font. The 'C' is large and blue, while the rest of the text is in a dark green color. The logo is set against a light blue and orange gradient background.

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Relación entre K y la estequiometría (ecuación química ajustada) ¿Ajuste diferente = constante diferente?

EJEMPLO: la formación de amoníaco puede ajustarse para obtener 1 mol de NH_3 , por mol de N_2 o por mol de H_2



La reacción (3) es la reacción (1) multiplicada por 2, y la K_3 es la K_1 elevada al cuadrado.

La reacción (3) es la reacción (2) multiplicada por 3, y la K_3 es la K_2 elevada al

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORIAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Relación entre K y la estequiometría (ecuación química ajustada)

1. Multiplicación: En general, si se **multiplica** la ecuación de una reacción por **n**, la **constante de equilibrio** de la reacción resultante es la de la anterior **elevada a n**:



$$K_1 = [C] \cdot [D] / [A] \cdot [B]$$



$$K_2 = [C]^n \cdot [D]^n / [A]^n \cdot [B]^n \rightarrow K_2 = (K_1)^n$$

2. Inversión: Si consideramos **dos reacciones inversas**, la constante de equilibrio de una reacción es la inversa de la constante de equilibrio de la reacción inversa:



$$K_{-1} = [A] \cdot [B] / [C] \cdot [D] = (K_1)^{-1} \rightarrow K_{-1} = 1/K_1$$

3. Combinación: Si se **suman dos reacciones** para dar una tercera, la constante de equilibrio de esta última es el producto de las constantes de equilibrio de las reacciones que se han sumado:



$$\begin{array}{l} K_1 = [C] / [A] \cdot [B] \\ K_2 = [E] \cdot [F] / [C] \cdot [D] \end{array}$$

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Actividades y expresión de la constante de equilibrio

La actividad de un componente X (a_x) de una disolución es el cociente adimensional $[X]/[X]^0$, donde $[X]^0$ es la concentración en un estado de referencia estándar (1M para sustancias en disolución y 1 bar para los gases), de modo que la actividad queda adimensional. Para sólidos o líquidos puros, la actividad será 1.

En la siguiente tabla se muestra el concepto de actividad de una sustancia X y la forma simplificada que se puede emplear:

Sustancia	Actividad	Forma simplificada
Gas ideal	$a_x = P_x/P^0$	$a_x = P_x$
Soluto en una disolución ideal	$a_x = [X]/[X]^0$	$a_x = [X]$
Sólido o líquido puro (También disolvente en disoluciones diluidas)	$a_x = 1$	$a_x = 1$



CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Actividades y expresión de la constante de equilibrio: ¿qué unidades tiene K?

- ✓ En la **constante de equilibrio termodinámica**, los términos utilizados son adimensionales: **actividades**.
- ✓ En las expresiones donde las sustancias están en **disolución acuosa**, pueden sustituirse por los valores numéricos de las **molaridades** de los solutos en disolución.
- ✓ Donde aparecen **gases**, se sustituyen por los valores de las **presiones parciales** en bares, que es como las k_{eq} están relacionadas con las magnitudes termodinámicas: energía libre, entalpía y entropía, aunque como 1 bar es casi igual a 1 atm, siguen utilizándose atmósferas.

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Actividades y expresión de la constante de equilibrio

La constante de equilibrio $N_2O_{4(g)} \rightleftharpoons 2NO_{2(g)}$ quedaría: $K = \frac{(a_{NO_2})^2}{(a_{N_2O_4})}$

Las sustancias son gases y sus actividades deben expresarse como las presiones parciales referidas al estado de referencia estándar, que es 1 atm (1 bar en realidad).

Por tanto:

$$K_P = \frac{\left(\frac{p_{NO_2}}{p^0_{NO_2}}\right)^2}{\left(\frac{p_{N_2O_4}}{p^0_{N_2O_4}}\right)}$$

También podría expresarse en función de las concentraciones molares, si bien tendría un valor distinto:

$$K_C = \frac{\left(\frac{[NO_2]}{[NO_2]^0}\right)^2}{\left(\frac{[N_2O_4]}{[N_2O_4]^0}\right)}$$



CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Actividades y expresión de la constante de equilibrio

En una reacción química: $\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$

Donde:

ΔG es la variación de energía libre de la reacción con los reactivos y productos en un punto de la reacción no estándar y a la temperatura T.

ΔG^0 es la variación de energía libre de la reacción con los reactivos y productos en condiciones estándar y a la temperatura T.

Q es el **cociente de reacción** termodinámico de la mezcla de reacción

$$Q = \frac{(a_{NO_2})^2}{(a_{N_2O_4})}$$

$$Q = \frac{(a_{\text{productos}})}{(a_{\text{reactivos}})}$$

Para cualquier reacción, las actividades de las sustancias que participan en la reacción se tomarán según el cuadro expuesto anteriormente.

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Ejemplo:



$$Q = \frac{\left(\frac{[\text{Ca}^{2+}]}{1M}\right) \cdot \left(\frac{p_{\text{CO}_2}}{1\text{bar}}\right) \cdot 1}{\left(\frac{[\text{H}^+]}{1M}\right)^2 \cdot 1}$$

$$Q \approx \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot p_{\text{CO}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

Cartagena99

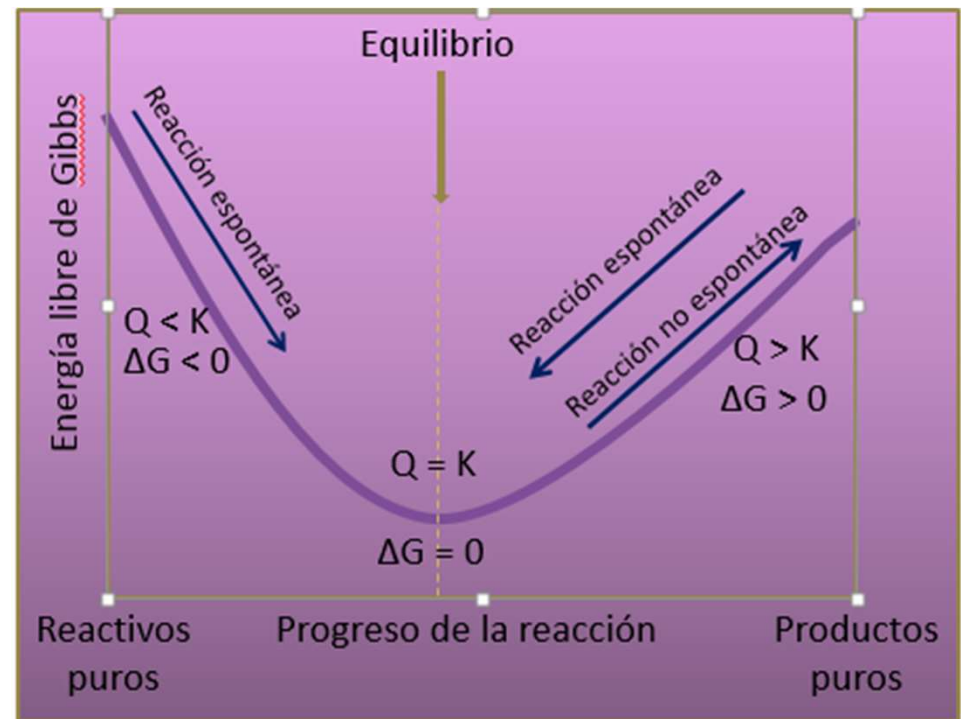
CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Representando G frente al transcurso de la reacción

Mínimo de la curva:
punto de equilibrio, con una $\Delta G = 0$ y un
valor de $Q = K$.

Cualquier condición a ambos lados de la
posición de equilibrio nos da una reacción
espontánea (la directa a la izquierda, con
 $\Delta G < 0$, y la inversa a la derecha con $\Delta G >$
0) hacia dicha posición de equilibrio.



Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Expresión termodinámica del equilibrio químico

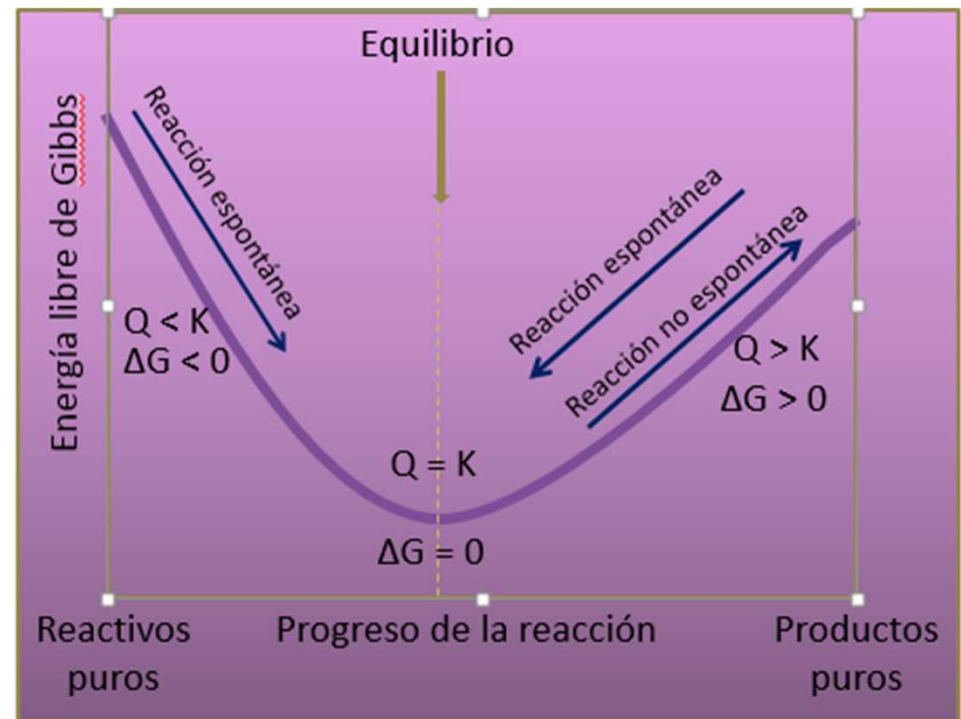
$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln Q$$

En el equilibrio, $\Delta G = 0$ y $Q_{eq} = K$

$$0 = \Delta G^0 + RT \ln K$$

$$\Delta G^0 = - RT \ln K$$

$$K = e^{-\Delta G^0 / RT}$$



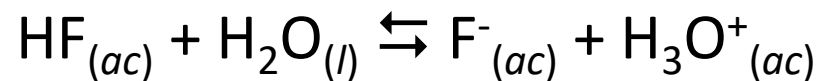
Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Equilibrios homogéneos. Equilibrios en disolución

Ejemplo:



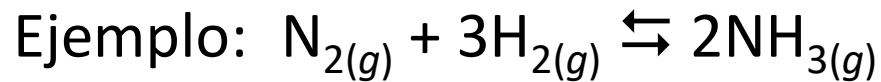
$$K_{eq} = K_c = \frac{[\text{F}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HF}]}$$

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Equilibrios homogéneos. Equilibrios con gases.



$$K_P = \frac{p_{NH_3}^2}{p_{N_2} \cdot p_{H_2}^3}$$

$$K_P = \frac{[NH_3]^2 \cdot (RT)^2}{[N_2] \cdot (RT) \cdot [H_2]^3 \cdot (RT)^3} = K_C \cdot (RT)^{-2}$$

$$K_P = K_C \cdot (RT)^{\Delta n}$$

Relación $K_C \leftrightarrow K_P$.

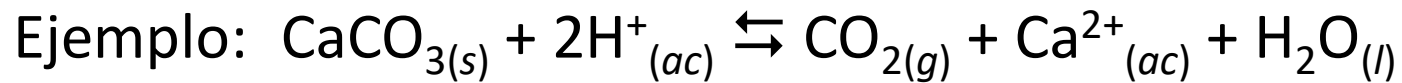
$$p_x = n_x \cdot R \cdot T / V$$

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Equilibrios heterogéneos.



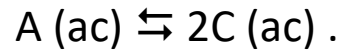
$$K = \frac{[\text{Ca}^{2+}] \cdot p_{\text{CO}_2}}{[\text{H}^+]^2}$$

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Se disuelven 1,0 moles de A en un de 1,0 L de agua, permitiendo que se alcance el equilibrio para la reacción



La constante de equilibrio a esa T es 1.00×10^{-4} .
Calcula las concentraciones de cada una de las sustancias en el equilibrio.

	$A (ac)$	\rightleftharpoons	$2C (ac)$
Moles inic.	1,0		-
Reacción	-x		2x
moles fin.	1,0-x		2x
[] fin	$\frac{1,0-x}{1,0}$		$\frac{2x}{1,0}$

$$K = 1,00 \times 10^{-4} = \frac{\left(\frac{2x}{1,0}\right)^2}{\frac{1,0-x}{1,0}} = \frac{4x^2}{1,0-x}$$

$$1,00 \times 10^{-4} - 1,00 \times 10^{-4} x = 4x^2$$

$$4x^2 + 1,00 \times 10^{-4} x - 1,00 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = \frac{-1,00 \times 10^{-4} \pm \sqrt{(1,00 \times 10^{-4})^2 - 4 \cdot 4 \cdot (-1,00 \times 10^{-4})}}{2 \cdot 4}$$

$x \rightarrow -5,0 \times 10^{-3} \rightarrow \text{NO}$
 $\rightarrow 5,0 \times 10^{-3} \text{ M}$

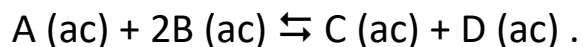
[A] = 0,995 M
[C] = $1,0 \times 10^{-2}$ M

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Se disuelven 1,0 moles de A y 2,0 moles de B en un de 1,0 L de agua, permitiendo que se alcance el equilibrio para la reacción



La constante de equilibrio a esa T es 1.00×10^{-5} .

Calcula las concentraciones de cada una de las sustancias en el equilibrio.

	$A(ac) + 2B(ac) \rightleftharpoons C(ac) + D(ac)$			
moles in.	1,0	2,0	—	—
R	-x	-2x	x	x
moles eq	1,0-x	2,0-2x	x	x
[] eq	$\frac{1,0-x}{1,0}$	$\frac{2,0-2x}{1,0}$	$\frac{x}{1,0}$	$\frac{x}{1,0}$

$$K = 1,00 \times 10^{-5} = \frac{\left(\frac{x}{1,0}\right)^2}{\left(\frac{1,0-x}{1,0}\right) \left(\frac{2,0-2x}{1,0}\right)^2}$$

Si $K \ll 1,0$



$$\frac{1,0-x}{1,0} \approx 1,0 \quad \frac{2,0-2x}{1,0} \approx 2,0$$

En general:

Si $M/K > 100-1000$

Se puede aproximar (error 5%)

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Se disuelven 1,0 moles de A y 2,0 moles de B en un de 1,0 L de agua, permitiendo que se alcance el equilibrio para la reacción $A(ac) + 2B(ac) \rightleftharpoons C(ac) + D(ac)$. La constante de equilibrio a esa T es 1.00×10^{-5} . Calcula las concentraciones de cada una de las sustancias en el equilibrio.

$$\frac{1,0 - x}{1,0} \approx 1,0 \quad \frac{2,0 - 2x}{1,0} \approx 2,0$$

$$1,00 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \cdot 2^2} = \frac{x^2}{4}$$

$$x = \pm \sqrt{4,00 \times 10^{-5}} = \pm 6,3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[C] = [D] = 6,3 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[A] = 1 - 6,3 \times 10^{-3} = 0,994 \text{ M}$$

$$[B] = 2 - 2 \times 6,3 \times 10^{-3} = 1,99 \text{ M}$$

Comprobación:

$$\text{Error} = 6,3 \times 10^{-3} / 1,0 = 0,006$$

% Error: 0,6% (<5%)

OK aproximación

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Principio de Le Châtelier.

“Si un sistema en equilibrio químico se perturba, el sistema se desplazará de forma que se contrarresten los efectos de la acción aplicada”

- Sirve para predecir, cualitativamente, la dirección en que se desplazará el equilibrio cuando lo perturbamos de cualquier forma.
- La amplitud del desplazamiento (cambios cuantitativos) se

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: Cambios de concentración.

Adición de un reactivo $\Rightarrow Q \downarrow \Rightarrow$
(Sustracción de un producto)

\Rightarrow Desplazamiento del equilibrio: \rightarrow

Adición de un producto $\Rightarrow Q \uparrow \Rightarrow$
(Sustracción de un reactivo)

\Rightarrow Desplazamiento del equilibrio: \leftarrow



Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de volumen o presión

Aumento de volumen (Disminución de la presión)

- ⇒ Desplazamiento del equilibrio aumentando el nº de moles totales de gas
- ⇒ ⇒ **hacia** donde haya **mayor nº de moles gaseosos**.

Disminución del volumen (Aumento de la presión)

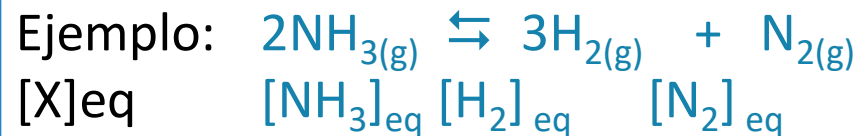
- ⇒ Desplazamiento del equilibrio disminuyendo el nº de moles totales de gas
- ⇒ ⇒ **hacia** donde haya **menor nº de moles gaseosos**.

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de volumen o presión



$$Q_{\text{eq}} = K = \frac{[\text{H}_2]_{\text{eq}}^3 \cdot [\text{N}_2]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2}$$



$$Q = \frac{2^3 [\text{H}_2]_{\text{eq}}^3 \cdot 2 [\text{N}_2]_{\text{eq}}}{2^2 [\text{NH}_3]_{\text{eq}}^2} = 2^2 K$$

$$Q = 4K$$

Como $Q > K$, la reacción transcurrirá espontáneamente hacia la izquierda.

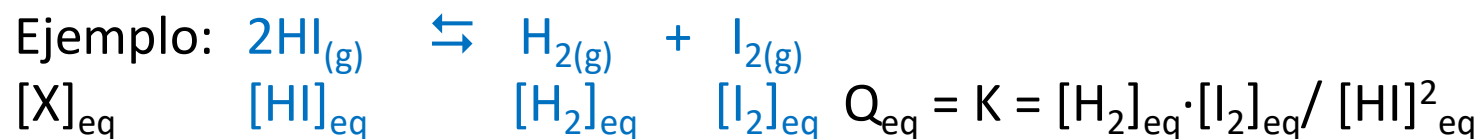
Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de volumen o presión

Si en la reacción **no varía el número de moles de gas**, la variación de volumen produce el mismo cambio en las concentraciones a ambos lados de la reacción y no hay desplazamiento del equilibrio. **La variación de volumen o presión no afectará al equilibrio**



Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de temperatura

Un aumento de T favorecerá la reacción endotérmica.
Una disminución de la T favorecerá la reacción exotérmica.

Si la reacción directa es **endotérmica**:

↑ T ⇒ **reacción directa** ⇒ la reacción se desplazará hacia la formación de productos

↓ T ⇒ **reacción inversa** ⇒ la reacción se desplazará hacia la formación de reactivos

Si la reacción directa es **exotérmica**:

↑ T ⇒ **reacción inversa** ⇒ la reacción se desplazará hacia la formación de reactivos

↓ T ⇒ **reacción directa** ⇒ la reacción se desplazará hacia la formación de productos

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP:689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de temperatura

Variación de la constante de equilibrio con la temperatura:

Ecuación de van't Hoff

$$K = e^{-\Delta G^0 / RT} \quad \ln K = -\Delta G^0 / RT$$

$$\ln K = -(\Delta H^0 - T\Delta S^0) / RT \quad \ln K = -\Delta H^0 / RT + \Delta S^0 / R$$

Para dos temperaturas, restando las ecuaciones:

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

La T modifica el valor de K

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de temperatura

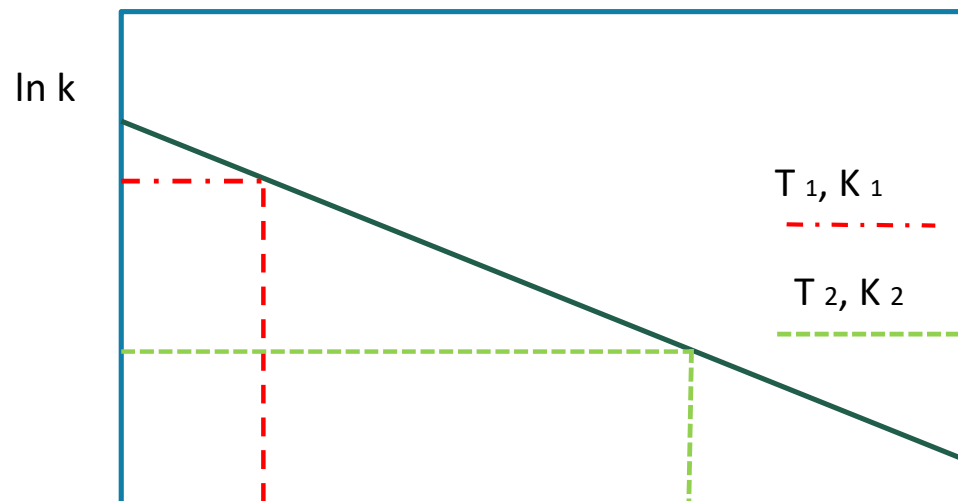
$$\ln K = -\frac{\Delta H^0}{RT} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

$$y = b x + a$$

$$a = + \frac{\Delta S^0}{R}$$

$$b = - \frac{\Delta H^0}{RT}$$

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

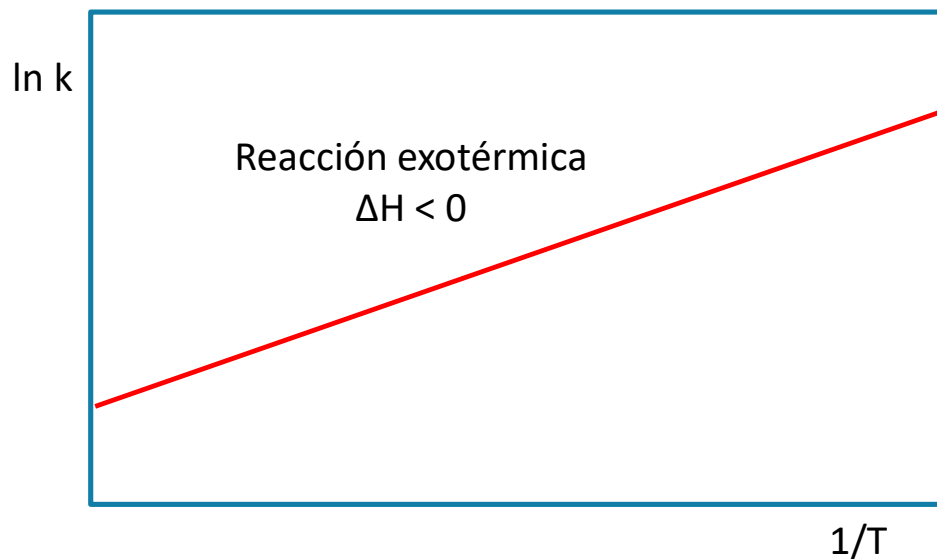


Cartagena99

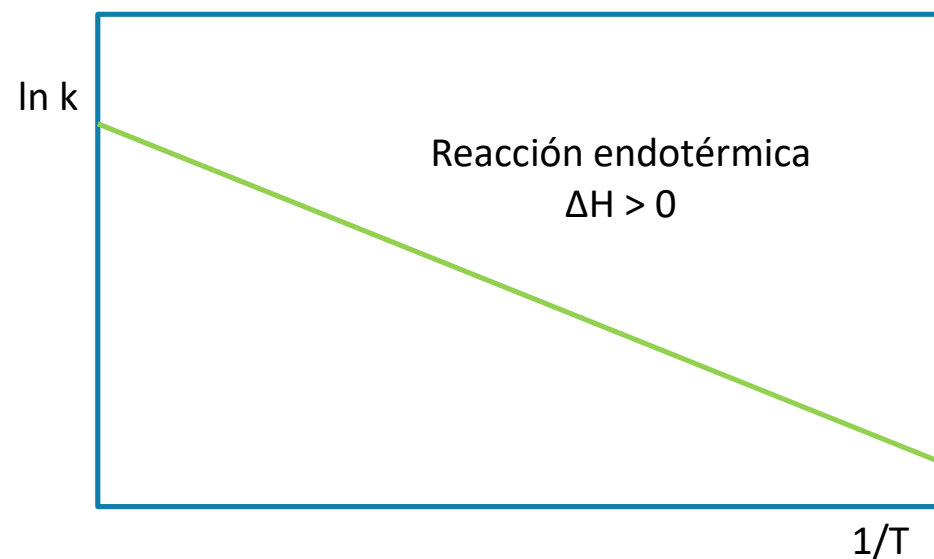
CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70

Principio de Le Châtelier: cambios de temperatura



Al aumentar T, 1/T disminuye, K disminuye,



Al aumentar T, 1/T disminuye, K aumenta,

Cartagena99

CLASES PARTICULARES, TUTORÍAS TÉCNICAS ONLINE
LLAMA O ENVÍA WHATSAPP: 689 45 44 70

ONLINE PRIVATE LESSONS FOR SCIENCE STUDENTS
CALL OR WHATSAPP: 689 45 44 70