



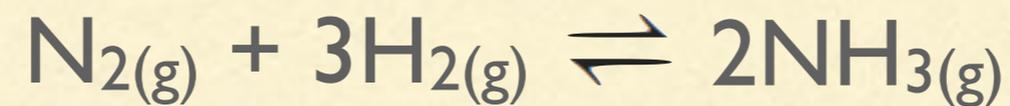
Equilibrio Químico

2º Bachillerato

IES Fuerte de Cortadura (Cádiz)

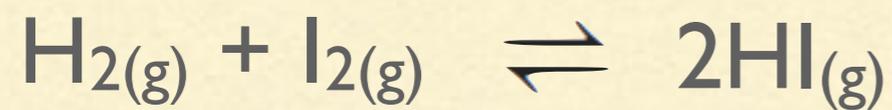
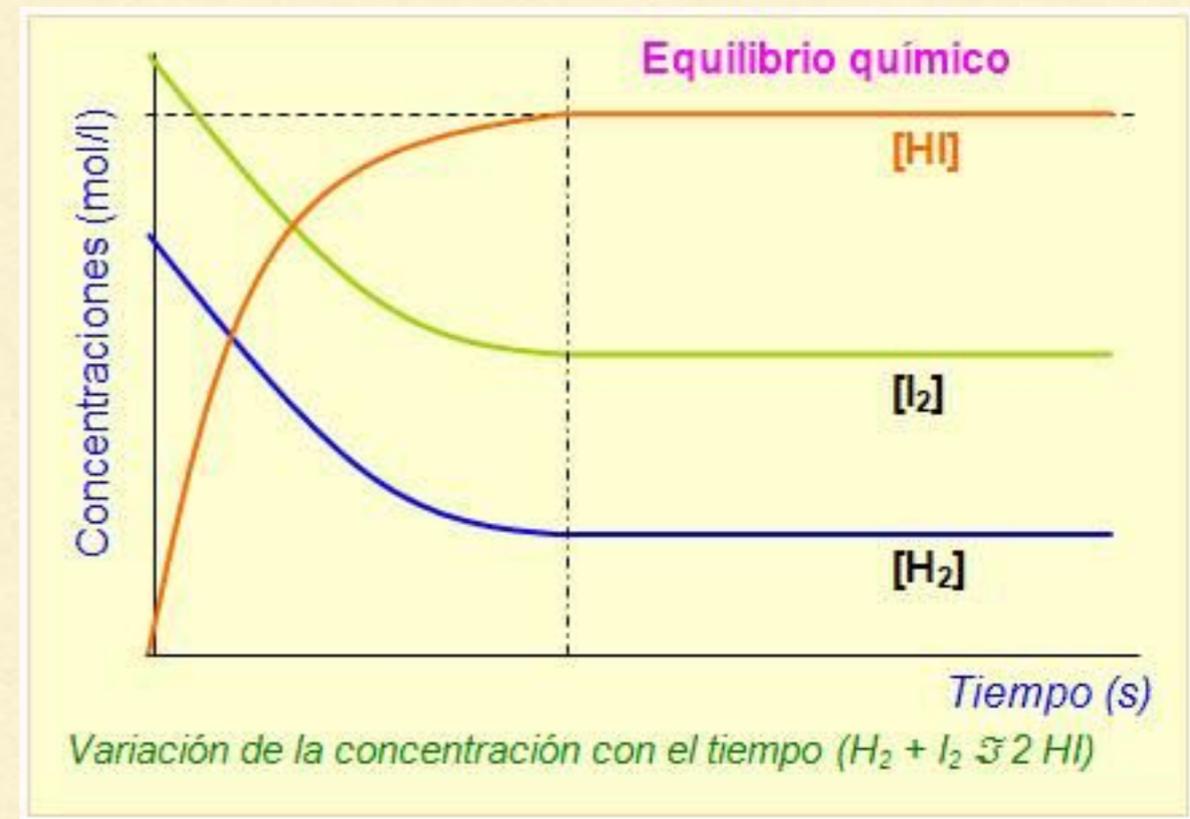
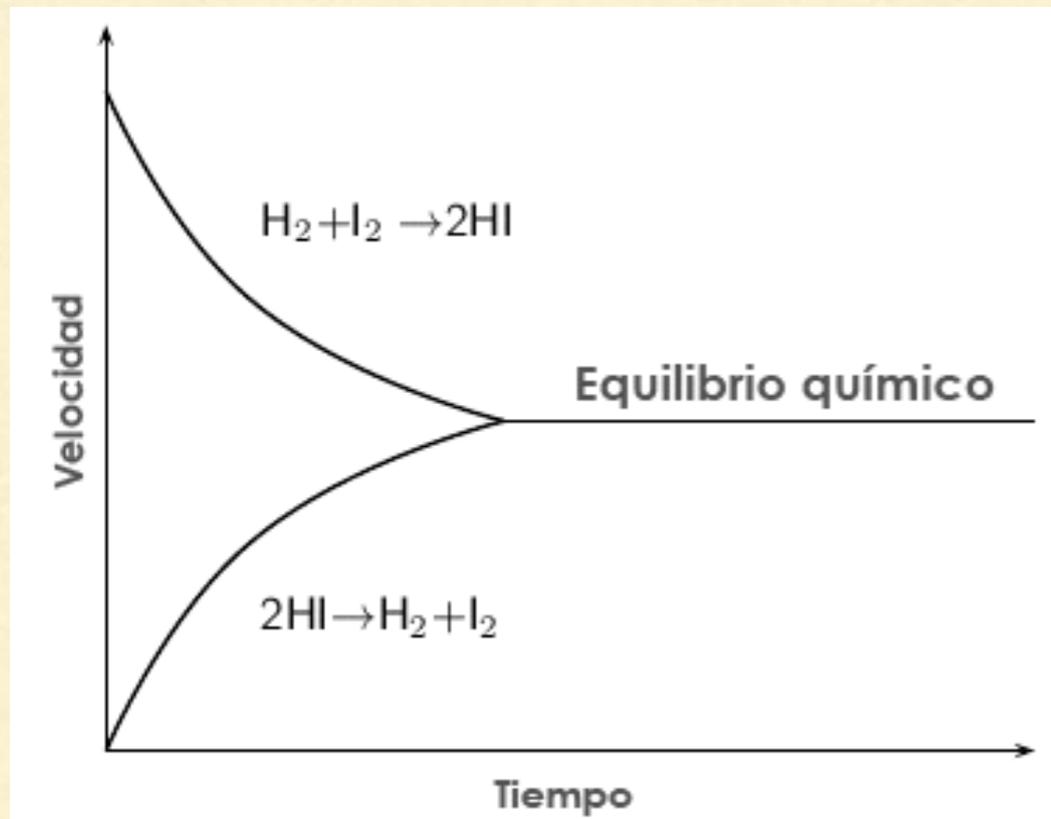
INTRODUCCIÓN

Existen muchas reacciones en las que los productos obtenidos son capaces de reaccionar mutuamente entre sí, o descomponerse, para regenerar las sustancias de partida.



A este tipo de reacciones se les denominan **reversibles**.

VELOCIDAD DIRECTA E INVERSA



Equilibrio Dinámico

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

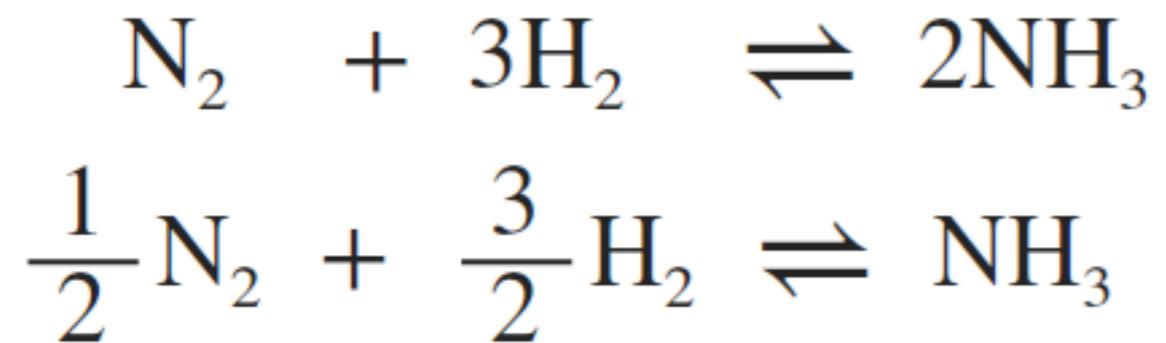
Para un proceso químico genérico $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Alcanzado el equilibrio, las concentraciones de los reactivos y productos se mantendrán constantes, son las **concentraciones en el equilibrio**

Se define la constante de equilibrio (referida a las concentraciones) como:

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

LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO Y LA DEFINICIÓN DEL PROCESO



Escribir las constantes de equilibrio para las dos reacciones y encontrar la relación entre ellas

Convenios para escribir K

- Que la reacción directa sea exotérmica a 298K y 1 atm.
- Que los coeficientes estequiométricos sean números enteros y lo más pequeños posibles

COCIENTE DE REACCIÓN Y CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Desde que se inicia la reacción, en cualquier momento, podemos calcular, para ese proceso, el **cociente de reacción**:



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

- Las concentraciones no son las de equilibrio.
- Informa sobre hacia donde evoluciona la reacción.
 - $Q_c > K_c \rightarrow$ Izquierda
 - $Q_c < K_c \rightarrow$ Derecha
 - $Q_c = K_c \rightarrow$ Equilibrio

EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Según sea la forma en la que se presentan las especies que participan en un equilibrio químico, la constante de equilibrio para ese proceso se puede (o debe) expresar de distintas formas.

Es muy importante escribir el estado en el que se encuentra cada compuesto en el equilibrio.



EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Si todos los compuestos se encuentran en disolución acuosa, la constante de equilibrio se expresará como

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



EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Si hay algún compuesto que se encuentre en estado sólido o líquido (caso que aparece abajo) y en exceso, su concentración puede considerarse invariable (es su densidad) y la constante de equilibrio se expresará como

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



EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

○ como en este otro caso...

$$K_c = [C]^c [D]^d$$



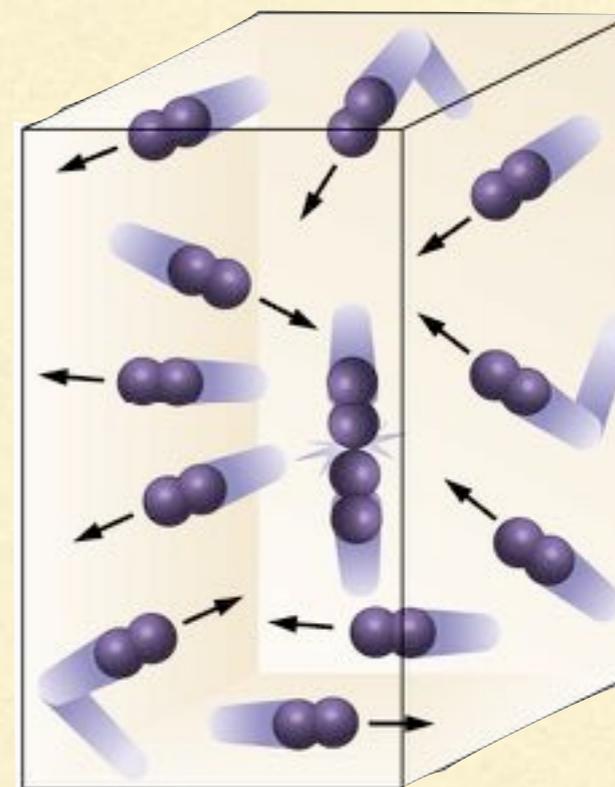
EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

Las reacciones químicas también pueden producirse entre compuestos en **estado gaseoso**.



Conceptos Previos

- ◆ Fracciones molares
- ◆ Presiones parciales



EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

$$P_A \cdot V = n_A \cdot RT$$

$$P_A = \frac{n_A}{V} \cdot RT$$

$$P_a = [A]RT$$



EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

La expresión de la constante de equilibrio para las concentraciones sería de nuevo...

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

Pero, teniendo en cuenta que

$$[A] = \frac{P_a}{RT}$$

Sustituyendo nos quedaría

$$K_c = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \cdot (RT)^{[(a+b)-(c+d)]} = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \cdot (RT)^{(-\Delta n)} = K_p \cdot (RT)^{(-\Delta n)}$$

EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

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

Constante de equilibrio referida a concentraciones

$$K_p = \frac{P_c^c P_d^d}{P_a^a P_b^b}$$

Constante de equilibrio referida a presiones

(sólo ejercen presión las sustancias gaseosas)



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

EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO



Si en la reacción hubiera compuestos en estado sólido o líquido, de nuevo podríamos considerar que sus concentraciones no varían y por tanto...

$$K_p = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a}$$

En la relación entre K_c y K_p sólo consideraremos la variación de moles de sustancias gaseosas: **$\Delta n = c+d-a$**

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

También es posible expresar la constante de equilibrio referida a las fracciones molares

APROXIMACIÓN TERMODINÁMICA AL ESTADO DE EQUILIBRIO

Para un proceso químico reversible $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

- $\Delta G < 0$ Es espontánea la reacción directa
- $\Delta G > 0$ Es espontánea la reacción inversa
- $\Delta G = 0$ La reacción está en el equilibrio

Si la reacción no es reversible solo se daría en el caso de $\Delta G < 0$

$$K_p = e^{\frac{-\Delta G_r^0}{RT}}$$

(unidades de K)

Valores altos de K indica que el equilibrio se encuentra muy desplazado hacia la derecha.

Es necesario un sistema cerrado para que una reacción sea reversible

ESTUDIO CUALITATIVO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO



	A	B	C	D
Inicial	NoA	NoB	NoC	NoD
Reacciona*	-aX	-bX	cX	dX
Equilibrio	NoA-aX	NoB-bX	NoC+cX	NoD+dX

**La reacción se desplaza hacia la derecha*

Los moles iniciales de algunos compuestos pueden ser CERO

*En la constante de equilibrio aparecen **concentraciones, NO MOLES.***

ESTUDIO CUALITATIVO DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

Grado de Disociación



$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{ moles que reaccionan}}{n^{\circ} \text{ moles iniciales}}$$

A veces se habla de porcentaje de disociación.

$$\% = \alpha \cdot 100$$

	A	C	D
Inicial	No	0	0
Reacciona*	$-a\alpha\text{No}$	$c\alpha\text{No}$	$d\alpha\text{No}$
Equilibrio	$\text{No}(1-a\alpha)$	$c\alpha\text{No}$	$d\alpha\text{No}$

*La reacción se desplaza hacia la derecha

Se usa mucho en equilibrios de disociación

FACTORES QUE INFLUYEN EN EL EQUILIBRIO. LEY DE LE CHATELIER.

El estado de equilibrio de una reacción química puede modificarse variando alguno de los factores siguientes: **concentración, presión y temperatura**. Le Chatelier y Braun, en 1885 y 1886, respectivamente, enunciaron una ley que permite predecir cualitativamente la influencia de factores externos en un estado de equilibrio.



Siempre que se modifiquen las condiciones de un sistema en equilibrio se produce un desplazamiento del mismo en el sentido que restablezca las condiciones iniciales.

Por tanto:

- Si se **elimina alguno de los productos** (siempre que no sean sólidos o líquidos) obtenidos en la reacción, los reactivos reaccionarán entre sí para originar más producto. El sistema evolucionará **hacia la derecha**.
- Si se **aumenta la concentración de alguna de las especies** participantes en el proceso, este evolucionará haciendo que **disminuya la cantidad de la sustancia añadida**.
- Si se **aumenta la presión**, la reacción se desplaza en el sentido de originar aquellas sustancias que **ocupen menor volumen**.
- Si se **disminuye la presión**, la reacción se desplaza en el sentido de originar aquellas sustancias que **ocupen mayor volumen**.
- Si se **aumenta la temperatura**, la reacción se desplaza en el sentido en el que **absorba calor**.
- Si se **disminuye la temperatura**, la reacción se desplaza en el sentido en el que **desprenda calor**.

INFLUENCIA DE LOS CATALIZADORES

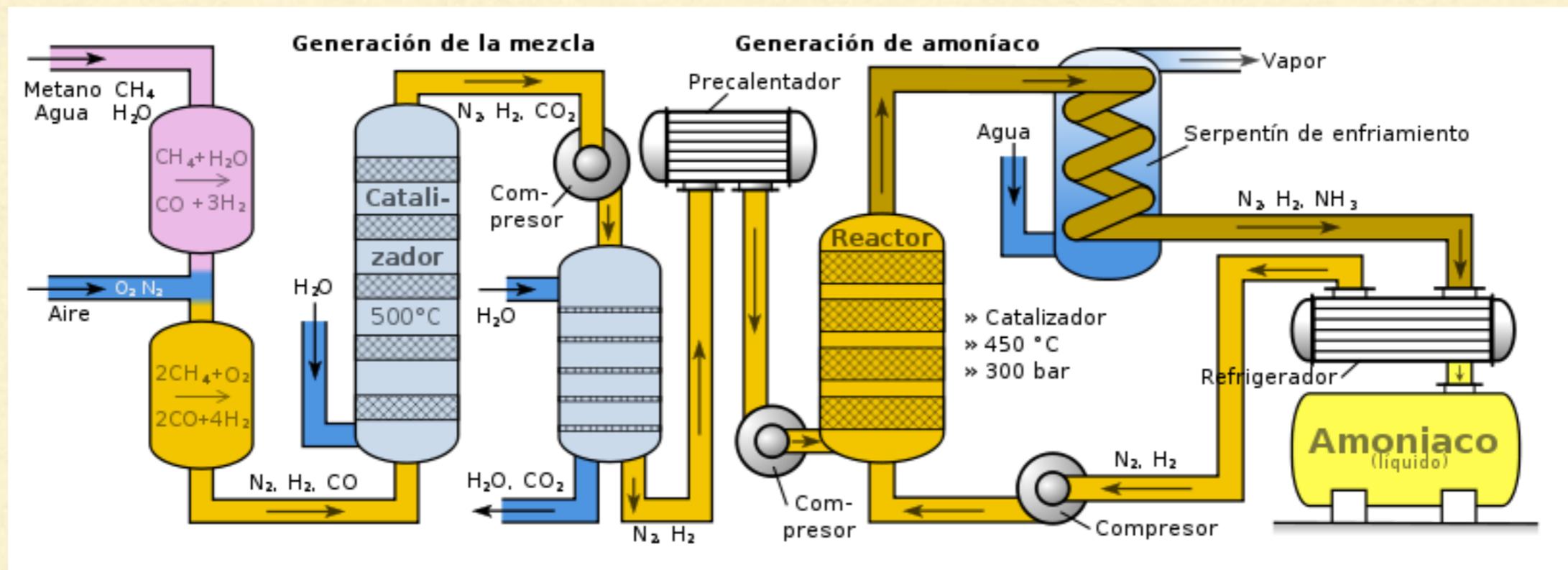
El efecto de un catalizador se reduce a modificar la velocidad de reacción.

La acción de un catalizador no modifica el equilibrio, aunque consigue que éste se alcance más rápidamente.



EL PROCESO HABER-BOSCH PARA LA SÍNTESIS DEL AMONIACO. UN HITO INDUSTRIAL

“Convertir el aire en pan”



FIN DEL TEMA