

GUIA DE QUILIBRIO QUÍMICO 3º MEDIO

Objetivos: al finalizar la guía el alumno deberá lograr

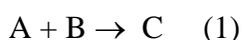
- Calcular constantes de equilibrio en función de las concentraciones
- Determinar si un sistema se encuentra o no en equilibrio
- Comprender cómo evoluciona un sistema para restablecer las condiciones de equilibrio
- Determinar las concentraciones alcanzadas en el equilibrio conociendo las concentraciones iniciales y la constante de equilibrio

Introducción: Algunos conceptos sobre Cinética química

Para comprender mejor qué es el equilibrio químico es conveniente ver primero los conceptos básicos de cinética química, es decir, el estudio de la **velocidad de las reacciones químicas**.

Cuando dos o más sustancias **en solución o en fase gaseosa** reaccionan entre sí para formar uno o más productos, sus concentraciones varían al transcurrir el tiempo: las concentraciones de los reactivos disminuyen y las de los productos aumentan.

Consideremos una reacción en la cual las sustancias A y B reaccionan dando la sustancia C:



A medida de que se produce la reacción, las concentraciones de A y B disminuyen y la concentración de C aumenta.

La velocidad de una reacción se define como el cociente entre la variación de concentración de un reactivo o producto (ΔC) y el intervalo de tiempo (Δt) en el cual se produjo dicha variación de concentración.

Simbólicamente:

$$V = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Para la ecuación vista antes (ecuación 1) tendremos:

$$V = \frac{\Delta C_A}{\Delta t} = \frac{\Delta C_B}{\Delta t} = \frac{\Delta C_C}{\Delta t}$$

Lo más frecuente es medir las concentraciones en moles/dm³ de SN (molaridad) y el tiempo en segundos (s); por lo tanto la velocidad queda expresada en

$$\frac{\text{moles/dm}^3}{\text{s}} = \frac{\text{moles}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$$

Por ejemplo, si la velocidad fuera $V = \frac{3 \text{ moles de A}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

significa que por cada Segundo desaparecen 3 moles de la sustancia A por cada dm³ de SN

Puede derivarse una expresión muy útil para la velocidad de una reacción a partir de la denominada **Ley de acción de las masas**, la cual establece que **la velocidad de una reacción es directamente proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos, elevadas a una potencia que es igual al número de moles que aparecen en la ecuación balanceada.**

Así para la reacción $aA + bB \rightarrow cC + dD$ (a=Nro de moles de la sustancia A, b=Nro de moles de la sustancia B, etc)

tendremos que

$$V = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b \quad (2) \quad \text{(el corchete se utiliza para representar concentraciones molares)}$$

k es una constante de proporcionalidad llamada constante específica de velocidad.

Es importante recalcar que la expresión (2) es válida sólo para **sustancias en solución o en fase gaseosa**. Esto se debe a que si una sustancia está en estado sólido o como líquido puro, entonces su concentración no variará, o sea que se mantendrá constante a través del tiempo.

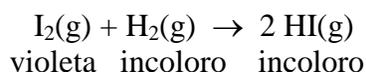
Por ejemplo, para la reacción $2H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2H_2O(v)$

Tendremos que $V = k \cdot [H_2]^2 \cdot [O_2]$

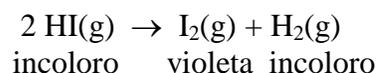
Equilibrio químico

Si en un recipiente cerrado introducimos 1 mol de H_2 gaseoso (incoloro) y 1 mol de I_2 gaseoso (violeta) y calentamos el recipiente a una temperatura de $445^\circ C$, observaremos que a medida de que pasa el tiempo el intenso color violeta del contenido del recipiente va disminuyendo. Esto se debe a que se va formando yoduro de hidrógeno gaseoso que es incoloro: $HI(g)$.

La reacción que se ha producido es la siguiente:

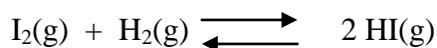


Sin embargo, si esperamos un cierto tiempo más, veremos que vuelve a aparecer el color violeta (aunque no con la misma intensidad que la que tenía inicialmente). Esto se debe a que se ha producido la reacción inversa a la anterior, o sea:



Llega un momento en que la coloración violeta se estabiliza, es decir que se observa una intensidad de color constante en el tiempo.

Lo que ocurre es que las dos reacciones vistas se producen simultáneamente. Estamos en presencia de una reacción reversible (reacción que se produce simultáneamente en ambos sentidos), que se representa de la siguiente manera:



Si llamamos V_d a la velocidad de la reacción directa y V_i a la velocidad de la reacción inversa, y teniendo en cuenta la ley de acción de masas, podemos escribir:

$$V_d = k_d \cdot [I_2] \cdot [H_2] \quad (3) \quad V_i = k_d \cdot [HI]^2 \quad (4)$$

Al comenzar la reacción entre el I_2 y el H_2 (reacción directa), V_d tiene un valor máximo y $V_i = 0$ (o sea que la reacción inversa aún no se produce).

Luego V_d va disminuyendo y V_i va aumentando pues comienza a producirse la reacción inversa.

Finalmente llega un momento en que ambas velocidades se igualan ($V_d=V_i$). **A partir de ese momento el número de moléculas de I_2 y de H_2 que se combinan para dar HI (reacción directa) será igual al número de moléculas de HI que se descomponen para dar I_2 y H_2 (reacción inversa).**

Diremos que se ha llegado a un **ESTADO DE EQUILIBRIO** en el cual el sistema, desde el punto de vista macroscópico no cambia, si bien las reacciones directa e inversa siguen ocurriendo (a igual velocidad); es por ello que hablamos de un **equilibrio dinámico**.

Volviendo a las ecuaciones (3) y (4): teniendo en cuenta que en el equilibrio es $V_d = V_i$, podemos escribir:

$$k_d \cdot [I_2] \cdot [H_2] = k_i \cdot [HI]^2$$

Efectuando pasaje de términos podemos escribir:

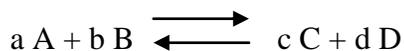
$$\frac{k_d}{k_i} = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]}$$

El cociente entre dos constantes dará como resultado otra constante a la que llamaremos **CONSTANTE DE EQUILIBRIO**, y a la cual simbolizamos K_c :

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]}$$

Escribimos K_c para indicar que la constante de equilibrio está planteada con concentraciones

Generalizando para cualquier reacción que haya alcanzado el equilibrio, y a la cual representamos como:



tendremos entonces que
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$
 (el valor de K_c sólo depende de la temperatura)

donde: **A y B son los reactivos**

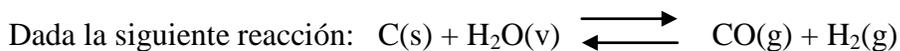
C y D son los productos

a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos respectivos

Recordemos que la expresión anterior es válida para **sustancias gaseosas o en solución**.

Si una sustancia se encuentra en forma de **sólido o de líquido puro, no intervendrá en la expresión de K_c** (pues como ya vimos antes, su concentración no varía).

Ejemplo:



¿Cuál es la expresión de K_c ?

$$K_c = \frac{[CO] \cdot [H_2]}{[H_2O]}$$

Otro ejemplo:

Escribir la expresión de Kc para la reacción



(ac significa "en solución acuosa")

$$K_c = \frac{[\text{HF}] \cdot [\text{NaOH}]}{[\text{NaF}]}$$

Como a partir de ahora las cosas se van a complicar, les aconsejo que antes de seguir adelante resuelvan estos dos problemas, como para fijar lo que han leído hasta ahora.

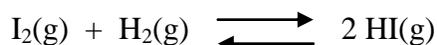
1) Calcular la constante de equilibrio para la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

sabiendo que en ese estado las concentraciones son $0,102 \text{ mol dm}^{-3}$ de NH_3 , $1,030 \text{ mol dm}^{-3}$ de N_2 y $1,620 \text{ mol dm}^{-3}$ de H_2 .

Respuesta: $2,37 \cdot 10^{-3}$

2) A 445°C un sistema en equilibrio contiene $0,8 \text{ moles dm}^{-3}$ de HI y $0,4 \text{ moles dm}^{-3}$ de I_2 . Calcular la concentración de H_2 sabiendo que a esa temperatura $K_c = 64$.

La reacción es:



Respuesta: $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ moles dm}^{-3}$

Ahora les voy a mostrar algunos ejercicios tipo. Léanlos CON MUCHA ATENCIÓN y PREGUNTEN LAS DUDAS.

Ejemplo 1:

Después de calentar PCl_5 a 250°C en un recipiente de 12 dm^3 y una vez alcanzado el equilibrio, se determinó que el recipiente contiene $0,21 \text{ moles}$ de PCl_5 , $0,32 \text{ moles}$ de PCl_3 y $0,32 \text{ moles}$ de Cl_2 . Determinar K_c , siendo la reacción:



Primero escriben la expresión de K_c :

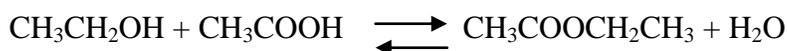
$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]}$$

Como las concentraciones son molares, o sea moles cada 1 dm^3 , el número de moles de cada sustancia debe dividirse por el volumen del recipiente. O sea:

$$K_c = \frac{\frac{0,32}{12} \cdot \frac{0,32}{12}}{\frac{0,21}{12}} = 0,041$$

Ejemplo 2:

Se mezclan a temperatura ambiente 1 mol de etanol y 1 mol de ácido etanoico, produciéndose la siguiente reacción:



Una vez alcanzado el equilibrio se encontraron 0,66 moles de etanoato de etilo y 0,66 moles de agua. Calcular el valor de la constante de equilibrio.

Si observan los coeficientes estequiométricos de la ecuación verán que **1 mol de etanol reacciona con 1 mol de ácido etanoico para dar 1 mol de etanoato de etilo y 1 mol de agua.**

Pero también podemos decir, por ejemplo, que

0,5 moles de etanol reaccionan con 0,5 moles de ácido etanoico dando 0,5 moles de etanoato de etilo y 0,5 moles de agua, o bien que

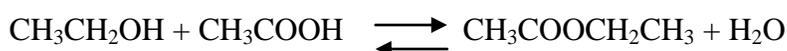
0,3 moles de etanol reaccionan con 0,3 moles de ácido etanoico dando 0,3 moles de etanoato de etilo y 0,3 moles de agua, o bien que

8 moles de etanol reaccionan con 8 moles de ácido etanoico dando 8 moles de etanoato de etilo y 8 moles de agua, etc, etc.

Entonces, para generalizar podemos decir que:

x moles de etanol reaccionan con x moles de ácido etanoico dando x moles de etanoato de etilo y x moles de agua.

Podemos entonces plantear el siguiente cuadro (a efectos de visualizar mejor la situación, es conveniente plantear el cuadro debajo de la ecuación química):



Número de moles en el estado inicial	1	1	0	0
Número de moles en el estado final	1-x	1-x	x	x

¡Aclaremos ya mismo varias cosas!!!:

- El término “estado inicial” se refiere al momento en que se mezclan las dos sustancias pero aún no comenzaron a reaccionar, es decir que todavía no se formaron los productos de la reacción. Por eso (¡lean la primer parte del enunciado del ejemplo!) los unos debajo de los reactivos y los ceros debajo de los productos en la primer fila del cuadro.
- El término “estado final” se refiere al momento en que ya se produjo la reacción y el sistema alcanzó el estado de equilibrio. El etanoato de etilo y el agua que se forman, lo hacen a expensas del etanol y del ácido etanoico. Entoces si se forman x moles de etanoato de etilo y x moles de agua necesariamente deben desaparecer x moles de etanol y x moles de ácido etanoico. Quedarán entonces 1-x moles de etanol y 1-x moles de ácido etanoico. En nuestro ejemplo (¡lean la segunda parte del enunciado!!!) $x = 0,66$ moles.

Entonces, una vez alcanzado el equilibrio, tendremos:

Número de moles de etanol: $1 - 0,66 = 0,33$ moles

Número de moles de ácido etanoico: $1 - 0,66 = 0,33$ moles

Número de moles de etanoato de etilo: 0,66 moles

Número de moles de agua: 0,66 moles

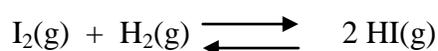
$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}] \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{\frac{0,66}{V} \cdot \frac{0,66}{V}}{\frac{0,33}{V} \cdot \frac{0,33}{V}} = 4$$

Observen que cuando, de acuerdo a la estequiometría de la reacción, el número de moles de reactivos es igual al número de moles de productos, no es necesario conocer el volumen en el que ocurre la reacción pues se simplifica en la expresión de K_c .

Antes de seguir con más ejemplos es conveniente aclarar dos aspectos:

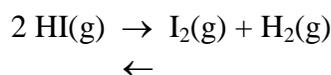
1.- Dada la constante de equilibrio de una reacción, la constante de equilibrio de la reacción inversa será igual a la inversa de la constante de equilibrio de la primer reacción (ambas a la misma temperatura). ¿Parece un trabalenguas? ¡Un ejemplo!:

La constante de equilibrio de la reacción



Es $K_c = 64$

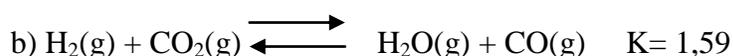
Entonces, la constante de equilibrio de la reacción inversa



será $K_c = 1/64 = 1,56 \cdot 10^{-2}$

! No era tan complicado!

2) Es importante saber qué nos indica a simple vista el valor numérico de la constante de equilibrio. Consideremos los siguientes ejemplos:



El valor numérico de la K de la reacción a) es muy pequeño; esto significa que el numerador en la expresión de K , o sea la concentración de los productos, es muy pequeño respecto al denominador, o sea la concentración de los reactivos. O sea que la tendencia a producirse la reacción es muy pequeña. Entonces, **siempre que $K \ll 1$ podremos afirmar esto último.**

El valor numérico de la reacción c) es grande; esto significa que la concentración de los productos es mucho mayor que la de los reactivos y que la reacción es casi completa. Entonces, **siempre que $K \gg 1$ podremos afirmar esto último.**

El valor numérico de la reacción b) es cercano a 1; esto significa que la concentración de los productos es similar a la de los reactivos. O sea que la tendencia a producirse la reacción es intermedia entre los casos a) y c). Entonces, **siempre que $K \approx 1$ podremos afirmar esto último.**

Resumiendo entonces, podemos afirmar que:

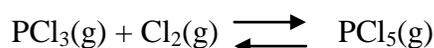
Dada una reacción química, a una dada temperatura, el valor numérico de su K nos da una idea de la relación entre la concentración de productos y la concentración de reactivos en el equilibrio e indica la mayor o menor tendencia de los reactivos a convertirse en productos

Por último, aclaremos que el valor numérico de K no tiene nada que ver con el tiempo que tarda el sistema en alcanzar el equilibrio.

Continuemos ahora con los ejercicios tipo resueltos.

Ejemplo 3:

En un recipiente de 1 dm³ se introducen 1 mol de PCl₃ y 1 mol de Cl₂ a 250° C y se produce la siguiente reacción:



Calcular las concentraciones de todas las sustancias presentes una vez alcanzado el equilibrio, sabiendo que K = 76,34.

Vemos que la relación estequiometria en que se encuentran las sustancias es mol a mol. Entonces, una vez que se alcanzó el equilibrio se habrá formado una cantidad x de PCl₅ y habrá desaparecido esa misma cantidad de PCl₃ y de Cl₂.

Podemos entonces plantear el siguiente cuadro:

	$\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_5(\text{g})$		
Número de moles en el estado inicial	1	1	0
Número de moles en el estado final	1-x	1-x	x

Como el recipiente es de 1 dm³ de capacidad, las concentraciones anteriores son concentraciones molares y entonces la constante de equilibrio es:

$$K = \frac{x}{(1-x) \cdot (1-x)} = \frac{x}{(1-x)^2} = \frac{x}{1-2x+x^2}$$

\downarrow

$76,34 = \frac{x}{1-2x+x^2}$

$$76,34 \cdot (1 - 2x + x^2) = x \Rightarrow 76,34 - 152,68x + 76,34x^2 = x$$

$$76,34 - 152,68x + 76,34x^2 - x = 0 \Rightarrow 76,34x^2 - 153,68x + 76,34 = 0$$

La resolución de la ecuación cuadrática conduce a dos soluciones:

$$x = 1,128 \text{ y } x = 0,892$$

El primer valor se descarta pues 1 - 1,128 es negativo y las concentraciones negativas carecen de sentido físico.

Debemos utilizar entonces la otra solución.

Por lo tanto, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{PCl}_3] = 1 - 0,892 = 0,108 \text{ moles / dm}^3$$

$$[\text{Cl}_2] = 1 - 0,892 = 0,108 \text{ moles / dm}^3$$

$$[\text{PCl}_5] = 0,892 \text{ moles / dm}^3$$

Ejemplo 4:

Dada la reacción $2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$, a 445°C ,

Calcular las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio, sabiendo que la concentración inicial de HI es 2 moles dm^{-3} y que $K = 1,56 \cdot 10^{-2}$.

Si observan la relación estequiométrica de la ecuación, verán que por cada mol de I_2 e H_2 formados, se descomponen 2 moles de HI. Entonces **cada x moles de I_2 e H_2 formados, se descomponen 2x moles de HI**. Entonces:

$$2 \text{HI}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}),$$

Número de moles en el estado inicial	2	0	0
Número de moles en el estado final	$2 - 2x$	x	x

$$K = \frac{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{x \cdot x}{(2 - 2x)^2} = \frac{x^2}{(2 - 2x)^2} = 1,56 \cdot 10^{-2}$$

Resolviendo la ecuación cuadrática resulta:

$$x = -0,33 \text{ y } x = 0,20$$

Sólo la segunda solución tiene sentido físico (¿por qué?)

Entonces, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[\text{HI}] = 2 - 2x = 1,6 \text{ moles dm}^{-3}$$

$$[\text{I}_2] = [\text{H}_2] = x = 0,20 \text{ moles dm}^{-3}$$

Ejemplo 5:

Un recipiente cerrado de 1 dm^3 contiene 1 mol de H_2 , 2 moles de I_2 y 3 moles de HI. Calcular la concentración de cada sustancia en el equilibrio, para la reacción:



Hay una diferencia entre este ejemplo y los anteriores: el recipiente, en el estado inicial no sólo contiene reactivos sino también productos. En estos casos debemos primero determinar **en qué sentido procederá la reacción**, o sea si hacia los productos (o sea de izquierda a derecha) o hacia los reactivos (o sea de derecha a izquierda).

Para ello definimos la relación Q_c (cociente de reacción) como:

$$Q_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2]}$$

donde ahora estas concentraciones corresponden a valores distintos de la situación de equilibrio. El valor de Q_c irá variando desde el inicial hasta que al alcanzarse el estado de equilibrio coincidirá con el valor de K .

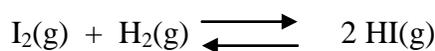
El valor inicial de Q_c será: $\frac{3^2}{2 \cdot 1} = 4,5$

Vemos que $Q_c < K$; entonces para llegar al equilibrio este valor de 4,5 debe aumentar hasta llegar hasta el valor 64. Para ello debe aumentar el numerador (los productos) y disminuir el denominador (los reactivos). Entonces la reacción procederá de izquierda a derecha. Generalizando:

- Si $Q_c < K$, la reacción procede de izquierda a derecha
- Si $Q_c > K$, la reacción procede de derecha a izquierda
- Si $Q_c = K$, el sistema está en equilibrio

Volviendo a nuestro ejemplo, cuando planteemos el cuadro debajo de la reacción, la fracción x irá restando en los reactivos y sumando en los productos (¡si fuera $Q_c > K$, sería al revés!!).

Entonces:



Número de moles en el estado inicial	2	1	3
Número de moles en el estado final	2 - x	1 - x	3 + 2x

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[I_2] \cdot [H_2]} = \frac{(3 + 2x)^2}{(2 - x) \cdot (1 - x)} = 64$$

Resolviendo la ecuación se obtiene $x = 2,65$ y $x = 0,75$

La segunda solución es la que tiene sentido físico; las concentraciones en el equilibrio son: $HI = 4,5 \text{ moles dm}^{-3}$, $H_2 = 0,25 \text{ moles dm}^{-3}$, $I_2 = 1,3 \text{ moles dm}^{-3}$

De esta manera **pongo fin a los ejemplos resueltos.**

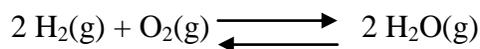
Principio de Le Chatelier

Establece que **si sobre un sistema que está en equilibrio se introduce una perturbación (variación de alguna concentración, de la temperatura o de la presión) el sistema evolucionará de manera tal de reestablecer el equilibrio original.**

Analicemos cada una de las tres posibilidades:

a) Variación de la concentración

Esto se logra mediante el agregado de reactivos o productos. Tomemos como ejemplo la siguiente reacción:



¿Qué ocurre si al sistema en equilibrio le añadimos H_2 ?. Observando la expresión de la constante de equilibrio:

$$K = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 \cdot [O_2]}$$

vemos que al aumentar la concentración de hidrógeno aumenta el valor del denominador; entonces para que K siga manteniéndose constante es necesario que aumente el denominador, para lo cual debe necesariamente aumentar la concentración de agua. Entonces la reacción se desplazará hacia la derecha, consumiéndose hidrógeno y oxígeno y formándose agua.

¿Cómo se hubiera visto afectado el equilibrio si hubiéramos agregado agua?
¿Y si hubiéramos quitado oxígeno?

b) Variación de la temperatura

Consideremos como primer ejemplo la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$

que es endotérmica (o esa que absorbe calor) cuando ocurre de izquierda a derecha. Si queremos elevar la temperatura del sistema debemos entregar calor al sistema y entonces se favorece la reacción de izquierda a derecha, o sea que evoluciona en el sentido de formación de productos.

Consideremos la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

que es exotérmica (o sea que desprende calor) de izquierda a derecha. Si entregamos calor para elevar la temperatura del sistema no se favorece la reacción directa, pues ésta desprende calor, sino la reacción inversa, que es endotérmica *. La reacción evoluciona entonces de derecha a izquierda, en el sentido de formación de reactivos.

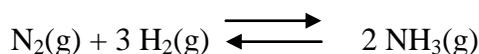
(* Tengan en cuenta que si una reacción es exotérmica, la reacción inversa es endotérmica y viceversa)

c) Variación de la presión

La manera más sencilla de comprender cómo afecta al equilibrio la variación de presión es tener en cuenta que:

- i) a temperatura constante la presión y el volumen son inversamente proporcionales: a mayor presión menor volumen y viceversa
- ii) el volumen es directamente proporcional al número de moles: a mayor número de moles mayor volumen y viceversa

Como ejemplo consideremos nuevamente la reacción



Vemos que la reacción directa produce con una disminución del número de moles, o sea una disminución de volumen, o sea un aumento de presión. Por lo tanto si aumentamos la presión del sistema favorecemos la reacción directa.

Si disminuimos la presión, estaríamos aumentando el volumen, o sea el número de moles; se favorecería entonces la reacción inversa.

La constante de equilibrio en función de las presiones parciales

En el caso de reacciones entre sustancias gaseosas es frecuente utilizar una constante de equilibrio expresada en función de las presiones parciales de los gases intervinientes, ya que éstas son más fáciles de medir que las concentraciones.

En clase les explicaré cómo para una reacción $a \text{A} + b \text{B} \rightleftharpoons c \text{C} + d \text{D}$

teniendo en cuenta que $PV = nRT$ y que
$$K_p = \frac{(P_c)^c \cdot (P_d)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

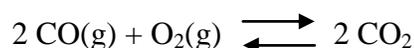
se puede llegar a que

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

siendo $\Delta n = \text{Nro de moles de productos} - \text{Nro de moles de reactivos}$ (me refiero a los coeficientes estequiométricos de la ecuación).

ACTIVIDADES CORRESPONDIENTES A LA GUIA DE EQUILIBRIO QUÍMICO

1) En un recipiente cerrado de 5 dm^3 se encuentran en equilibrio a 350 K , $0,10$ moles de CO , $0,20$ moles de O_2 y $0,050$ moles de CO_2 . Calcular el valor de K_c para la siguiente reacción a dicha temperatura.



Rta: $K_c=6,25$

2) En un recipiente de 2 dm^3 se colocan $1,80 \text{ g}$ de agua y $5,68 \text{ g}$ de cloro. Se establece el equilibrio



obteniéndose una concentración final de O_2 igual a $0,48 \text{ g dm}^{-3}$. Calcular K_c .

$K_c = 4,9$

3) Se estudia la siguiente reacción:

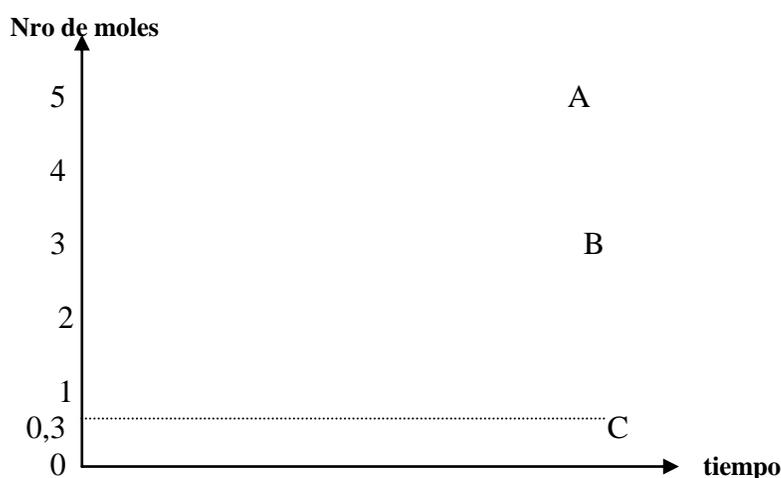
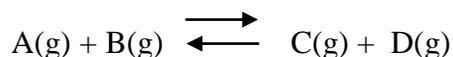


En un recipiente cerrado de $0,50 \text{ dm}^3$ se colocan 3 moles de B , 2 moles de A y 2 moles de C y se espera que la reacción llegue al equilibrio. Cuando esto sucede se encuentran presentes $0,60$ moles de D . Calcular:

- cuántos moles de B hay en el equilibrio
- el valor de K_c

Rta: a) $2,7$ moles b) $K_c = 7,2$

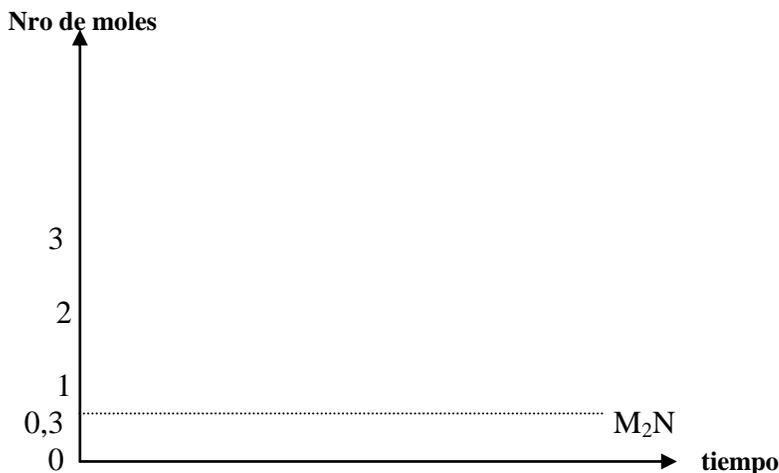
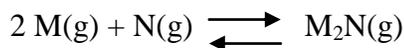
4) En un recipiente se colocan los reactivos A y B , que reaccionan según lo indicado en la ecuación y en el gráfico.



Calcular el valor de K_c . ¿Es necesario conocer el volumen del recipiente?
¿Por qué?

Rta: $K_c = 7,09 \cdot 10^{-3}$

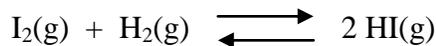
5) En un recipiente de 3 dm^3 se colocan 3,0 moles de M y 3,0 moles de N, que reaccionan según lo indicado en la ecuación y en el gráfico.



- Calcular el valor de K_c
- Dibujar en el gráfico la curva que indica la disminución de la concentración de los reactivos en función del tiempo.

Rta: a) $K_c = 0,174$

6) La K_c para la reacción

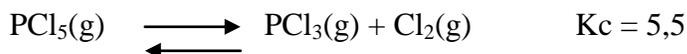


A 700° C es 55,0.

Calcular las concentraciones presentes en el equilibrio

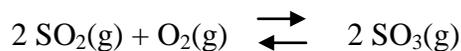
Rta: $\text{ HI} = 4,02 \text{ moles dm}^{-3}$ $\text{ I}_2 = \text{ H}_2 = 0,54 \text{ moles dm}^{-3}$

7) En un recipiente cerrado de $4,0 \text{ dm}^3$, a 25° C , se encuentran en equilibrio 50,0 g de PCl_5 y 20,0 g de Cl_2 . Calcular el número de moles de PCl_3 presentes en el equilibrio considerando que ocurre la reacción



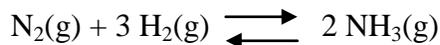
Rta: $n \text{ PCl}_3 = 18,73$

8) En un recipiente de 2 dm^3 se colocan 3,00 moles de SO_2 y 1,50 moles de O_2 . Una vez producido el equilibrio se encontraron 0,90 moles de O_2 . Calcular el valor de K_c .



Rta: $K_c = 0,99$

9) En un recipiente de $10,0 \text{ dm}^3$ se introdujeron 1,42 moles de hidrógeno y 6 moles de nitrógeno. Alcanzado el equilibrio se formaron 0,102 moles de amoníaco. Calcular el valor de K_c para la reacción



Rta: $K_c = 0,086$

10) El valor de K_c a 25° C para la siguiente reacción es 5,5.



En una mezcla que contiene $0,050 \text{ moles dm}^{-3}$ de PCl_5 , $0,035 \text{ moles dm}^{-3}$ de PCl_3 y $0,035 \text{ moles dm}^{-3}$ de Cl_2 , ¿se producirá alguna reacción? Si su respuesta es afirmativa, ¿se formará PCl_5 o se descompondrá?. **Justifique todas las respuestas.**

Rta: Sí, hay reacción. Se descompone PCl_5 .

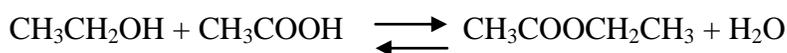
11) La constante K_c de la reacción $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{(g)} + \text{CO}_2\text{(g)}$

es $0,227$ a 2000 K .

- Calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio cuando se mezclan $1,00 \text{ mol}$ de CO y $1,00 \text{ mol}$ de H_2O en un recipiente de 2 dm^3 .
- Si se añade $1,00 \text{ mol}$ de H_2 al sistema descrito en a); una vez que se llegó al equilibrio, calcular las nuevas concentraciones.

Rta (en moles dm^{-3}): a) $\text{CO} = \text{H}_2\text{O} = 0,34$ $\text{H}_2 = \text{CO}_2 = 0,16$
 b) $\text{CO} = \text{H}_2\text{O} = 0,43$ $\text{H}_2 = 0,57$ $\text{CO}_2 = 0,072$

12) En un recipiente se colocan 15 g de etanoato de etilo, 15 g de ácido etanoico, 135 g de agua y 30 g de etanol. Sabiendo que la K_c de la reacción



es igual a 4

- ¿En qué sentido tendrá lugar la reacción?
- ¿Debe conocerse el volumen del recipiente para resolver el problema?
- ¿Cuántos gramos de cada sustancia estarán presentes en el equilibrio?

Rta: c) Etanol = 32 g Ácido etanoico = 18 g Etanoato de etilo = 10 g Agua = 134 g

13) En un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$, que inicialmente contiene $1,50 \text{ moles}$ de HI , se agregan $0,030 \text{ moles}$ de I_2 y $0,30 \text{ moles}$ de H_2 . Calcular todas las concentraciones en el equilibrio para la reacción



Rta (en moles dm^{-3}) : $\text{I}_2 = 0,017$ $\text{H}_2 = 0,071$ $\text{HI} = 0,278$

14) Un recipiente de $5,00 \text{ dm}^3$ contiene $5,00 \text{ g}$ de carbono, $2,00 \text{ moles}$ de dióxido de carbono y $1,20 \text{ moles}$ de monóxido de carbono. Sabiendo que la reacción



tiene una $K_c = 0,0888$, determinar:

- Si el sistema está o no en equilibrio.
- Si no lo está, ¿en qué sentido procederá la reacción?
- Las concentraciones en el equilibrio
- ¿Cómo evolucionaría el sistema si el volumen del recipiente se pudiera expandir a $10,0 \text{ dm}^3$?. Justificar cualitativamente.

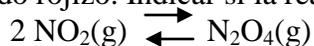
Rta: c) $\text{CO} = 0,194 \text{ moles dm}^{-3}$ $\text{CO}_2 = 0,423 \text{ moles dm}^{-3}$

15) La reacción $\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$ es exotérmica. Una vez que se alcanzó el equilibrio, ¿cuál será el efecto sobre la formación de NH_3 si

- se agrega N_2 ?
- se disminuye la temperatura ? **Justificar las respuestas**

- Rta: a) se desplaza hacia la formación de NH₃
 b) se desplaza hacia la formación de NH₃

16) El NO₂ es un gas pardo rojizo que se combina consigo mismo para formar N₂O₄ que es un gas incoloro. Una mezcla que está en equilibrio a 0 °C es casi incolora, mientras que a 100 °C toma un color pardo rojizo. Indicar si la reacción



es exotérmica o endotérmica, justificando la respuesta.

Rta: es exotérmica

17) Para la reacción del ejercicio anterior ¿cómo evolucionará si se disminuye el volumen del recipiente? ¿Por qué?

Rta: se desplaza hacia la derecha

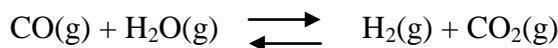
18) Un sistema en el que se produce la siguiente reacción se encuentra en equilibrio:



Predecir el efecto (aumento, disminución o ningún cambio) que producirán cada uno de los cambios indicados en la columna de la izquierda sobre la cantidad señalada en la columna de la derecha. El volumen es constante a menos que se indique lo contrario.

- | | |
|---|-------------------------------------|
| a) aumento del volumen del recipiente | número de moles de H ₂ O |
| b) agregado de oxígeno | número de moles de H ₂ O |
| c) agregado de oxígeno | número de moles de HCl |
| d) disminución del volumen del recipiente | número de moles de HCl |
| e) disminución del volumen del recipiente | número de moléculas |
| f) agregado de helio | número de moles de HCl |

19) Para la reacción



se cumple la siguiente relación entre K_c y temperatura:

T (K)	K _c
600	31,6
850	3,156
1100	1,00

En un recipiente de volumen constante mantenido a 850 K hay 5,00 moles de agua, 0,500 moles de monóxido de carbono, 3,00 moles de hidrógeno y 2,63 moles de dióxido de carbono.

- ¿Está el sistema en equilibrio?
- Si se enfría hasta 600 K, ¿cómo evoluciona? Calcular cuántos moles de cada sustancia habrá en el equilibrio.
- Si se calienta hasta 1100 K, ¿hacia dónde se desplazará la reacción?
- ¿La reacción es endotérmica o exotérmica? Justificar.

Rta: b) 4,57 moles de agua, 0,073 moles de monóxido de carbono, 3,06 moles de dióxido de carbono y 3,43 moles de hidrógeno.