

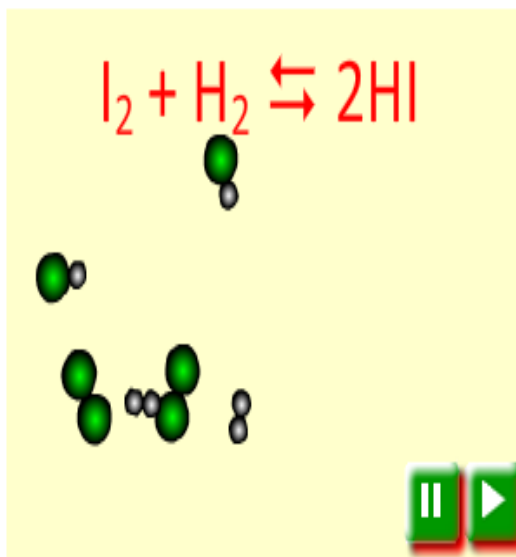
2º de Bachillerato. El Equilibrio Químico.



Los contenidos de esta unidad están bajo una [licencia Creative Commons](#) si no se indica lo contrario



Preámbulo



































En el tema del equilibrio químico estudiaremos las reacciones reversibles y las condiciones que se tienen que cumplir para su establecimiento.

Cualquier sistema en equilibrio se encuentra en un estado dinámico en el cual dos o más procesos están ocurriendo a la vez y a la misma velocidad.

Los análisis químicos, las reacciones en la naturaleza y los principales procesos industriales de producción de sustancias son en su mayor parte reversibles, es decir, se desarrollan a la vez y en direcciones opuestas.

Así son, por ejemplo, la síntesis del amoníaco y del ácido sulfúrico, la solución saturada de carbonato de calcio y el equilibrio del ozono troposférico y estratosférico con el oxígeno diatómico.

Preámbulo

| Representación | Nombre | Fórmula | Representación | Nombre | Fórmula |
|---|---------------------------------|-------------------------------|---|-------------------------------------|---------------------------------|
|  | Hidrógeno | H |  | Ácido acético | CH ₃ COOH |
|  | Molécula de hidrógeno | H ₂ |  | Metano | CH ₄ |
|  | Molécula de oxígeno | O ₂ |  | Monóxido de carbono | CO |
|  | Oxígeno | O |  | Agua | H ₂ O |
|  | Nitrógeno | N |  | Hidronio | H ₃ O ⁺ |
|  | Azufre | S |  | Hidroxilo | OH ⁻ |
|  | Cloro, flúor, yodo | Cl, F, I |  | Aducto amoniaco-trifluoruro de boro | NH ₃ BF ₃ |
|  | Molécula de yodo | I ₂ |  | Yoduro de hidrógeno | HI |
|  | Sodio | Na |  | Cianuro de hidrógeno | HCN |
|  | Carbono | C |  | Ácido sulfúrico | H ₂ SO ₄ |
|  | Tetraóxido de dinitrógeno | N ₂ O ₄ |  | Dióxido de nitrógeno | NO ₂ |
|  | Cristal de monóxido de mercurio | HgO |  | Mercurio | Hg |
|  | Trifluoruro de boro | BF ₃ |  | Sulfuro de hidrógeno | H ₂ S |
|  | Cristal de hierro | Fe |  | Cristal de cloruro sódico | NaCl |
|  | Amoníaco | NH ₃ |  | Agua 3D | H ₂ O |
|  | Cristal de yoduro de plata | AgI |  | Cristal de yoduro de plomo (II) | PbI ₂ |

NOTA: A lo largo del tema se representará con esferas de colores los diferentes átomos e iones.

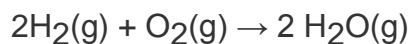
Objetivos

- ◆ Saber generalizar la idea de equilibrio dinámico.
- ◆ Entender el interés que la ley de acción de masas tuvo como origen de la formalización actual del equilibrio químico.
- ◆ Describir la formulación de la constante de equilibrio a partir de los criterios termodinámicos generales de evolución y equilibrio de los sistemas naturales y la relación de ésta con la energía de Gibbs.
- ◆ Discutir los criterios cualitativos y cuantitativos que permiten predecir el desplazamiento del equilibrio químico al variar parámetros tales como la temperatura, la presión, el volumen o las concentraciones.
- ◆ Extender la noción de equilibrio a los procesos en solución e interpretar casos especiales de equilibrios en solución.

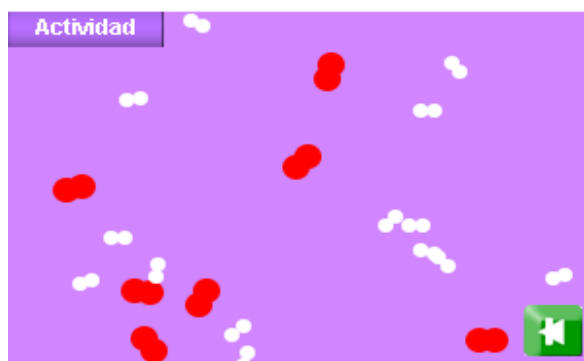


Introducción

Hay reacciones en las que los productos obtenidos son estables y no reaccionan entre sí para dar de nuevo los reactivos. Decimos que estas reacciones son irreversibles. Normalmente representamos este tipo de reacciones con una ecuación química donde separamos los reactivos de los productos mediante una flecha unidireccional:



Pero también hay reacciones en las que los productos reaccionan entre sí para volver a dar reactivos y que, por tanto, no conducen a una desaparición total de los reactivos. Este tipo de reacciones se llaman reversibles y sus ecuaciones químicas se representan con una doble flecha:

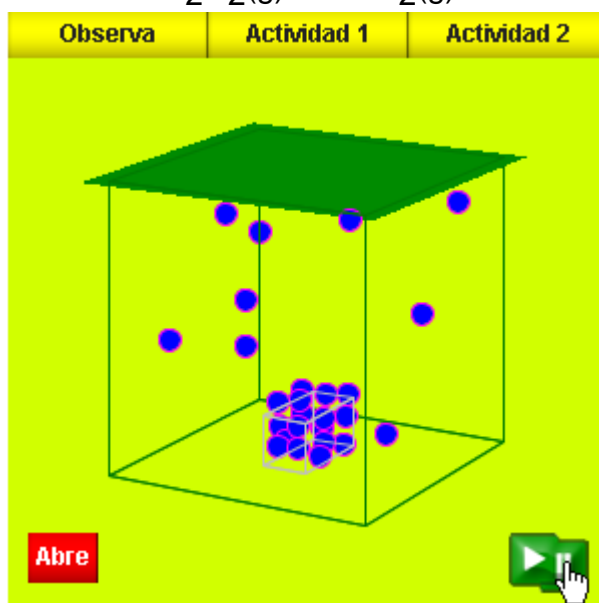
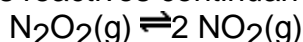


Procesos reversibles

En la naturaleza hay muchos procesos reversibles, es decir, procesos que se dan en dos sentidos. Así, son ejemplos de procesos físicos reversibles la sublimación de un sólido en un recipiente cerrado, la evaporación de un líquido en un recipiente cerrado...

Naftalina sólida \rightleftharpoons Naftalina gaseosa

Hay procesos químicos reversibles y, al final de la reacción, lo que obtenemos es una mezcla de reactivos y de productos. A esta situación final la llamamos equilibrio químico y aunque las concentraciones de las diferentes sustancias permanecen constantes, éste no es estático ya que tanto los productos como los reactivos continúan reaccionando.



Actividad: Mientras el recipiente está cerrado se llega a un equilibrio dinámico entre el sólido y el gas. ¿Qué diferencia existe entre un equilibrio estático y otro dinámico? ¿Cómo aplicarías este concepto aquí?

Actividad: Espera que se alcance el equilibrio y después abre la caja. ¿Qué sucede con el equilibrio que se había establecido?

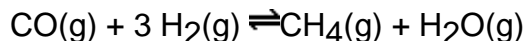
Como hemos dicho, en un proceso químico reversible al final de la reacción se obtiene una mezcla de reactivos y de productos que continúan reaccionando aunque sus concentraciones se mantengan constantes (equilibrio dinámico).

En un sistema en equilibrio, la variación de energía libre de Gibbs es cero. Por tanto, en el equilibrio químico:

$$\Delta G = 0$$

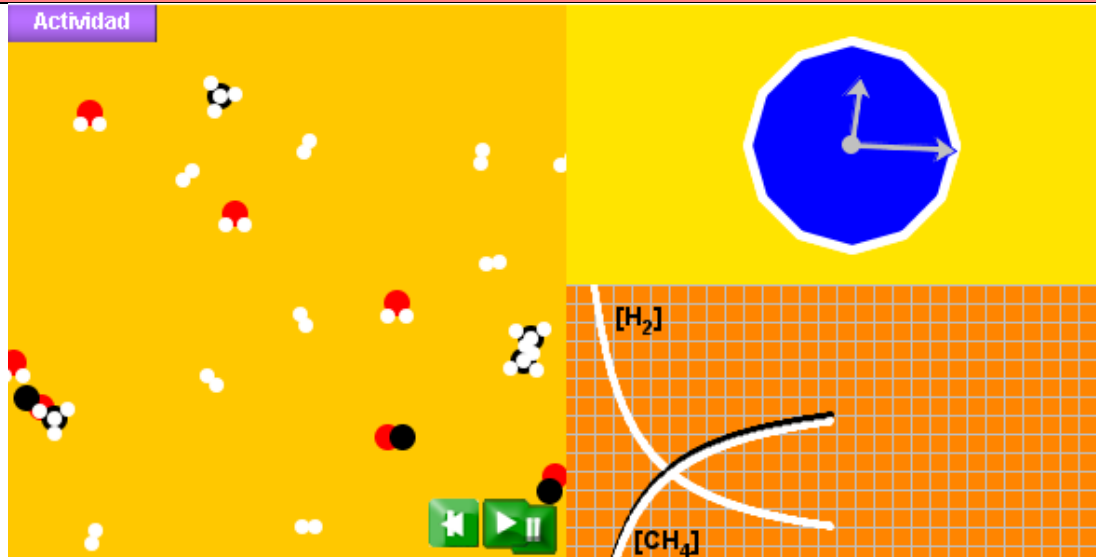
Al estudiar el equilibrio químico deberemos conseguir conocer las concentraciones de todas las especies presentes en él y cuáles son las condiciones que favorecen que se produzcan más o menos productos.

En el applet puedes visualizar el proceso seguido hasta el equilibrio de la siguiente reacción:



Procesos reversibles

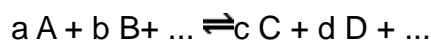
Actividad



Actividad: En la escena tienes una mezcla de monóxido de carbono e hidrógeno en proporciones estequiométricas. Observa cómo a medida que transcurre el tiempo van modificándose las concentraciones de los reactivos y de los productos. Cada vez que oigas un chasquido, se está produciendo una reacción en sentido directo o inverso. Para la simulación cada cierto tiempo y cuenta las moléculas de cada tipo que coexisten. ¿En algún momento es constante este número?

La constante de equilibrio

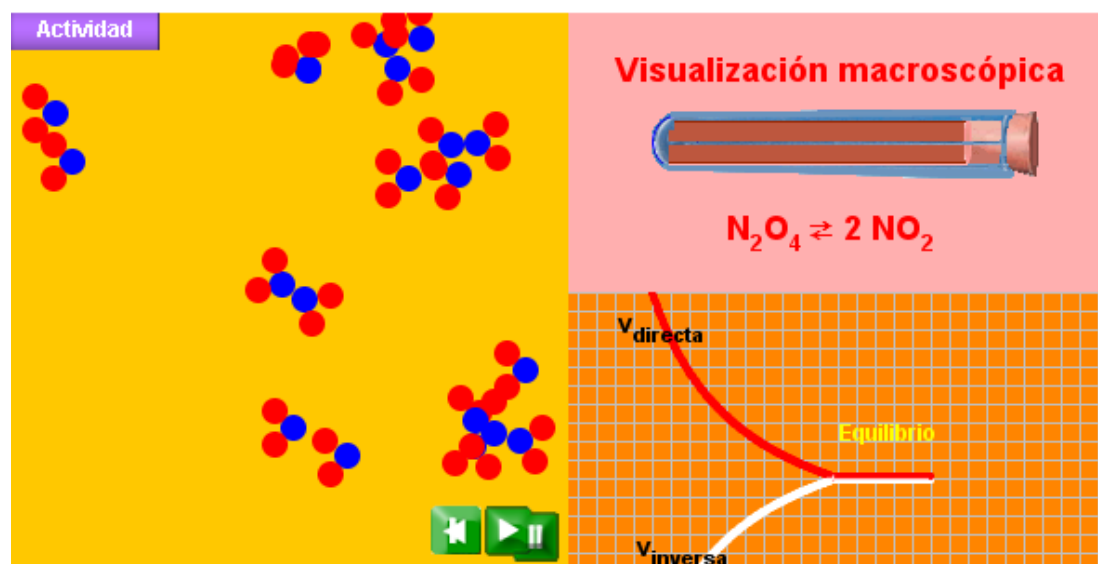
Ya hemos visto que las reacciones en el equilibrio las representamos con una doble flecha que indica que tanto la reacción directa como la inversa transcurren con la misma velocidad y a la vez. En general, podemos escribir la ecuación química de este modo:



Donde a, b, c, d... son los coeficientes estequiométricos de la reacción y A, B, C, D... son los símbolos o las fórmulas de las diferentes sustancias que intervienen.

Si partimos de una determinada concentración de N_2O_4 (gas incoloro) y esperamos un tiempo, veremos que su color vira a marrón cada vez más oscuro, indicando que se está produciendo otra sustancia: NO_2 (gas marrón). Al cabo de cierto tiempo observaremos que no se aprecia ya ningún cambio en la coloración, es decir se alcanza el equilibrio químico. Esto ocurre porque las reacciones directa e inversa igualan sus velocidades.

Actividad: En el applet puedes ver tres escenas. En la primera se muestra, a



nivel molecular, la conversión del N_2O_4 en NO_2 ; en la segunda, puedes apreciar el cambio de coloración que se observa a nivel macroscópico a medida que pasa el tiempo; y, en la tercera, puedes observar cómo varían las velocidades directa e inversa en las reacciones que se producen en los dos sentidos. Cuando se alcanza el equilibrio, ¿qué ocurre con estas dos velocidades?

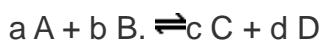
Ya sabemos que en el equilibrio químico las concentraciones de productos y reactivos permanecen constantes. En 1864, los químicos noruegos Guldberg y Waage encontraron además que existía una relación constante entre las concentraciones de los productos y de los reactivos en el equilibrio. Esta ley se denominó "Ley de acción de masas" y se puede enunciar así:

«Para una reacción reversible en equilibrio químico a una temperatura dada se cumple que el producto de las concentraciones de los productos elevadas a los coeficientes estequiométricos dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos elevadas a sus coeficientes estequiométricos es una constante».

A esta constante se la denominó constante de equilibrio. Para una reacción

La constante de equilibrio

como la siguiente:



La constante de equilibrio cumpliría (a una determinada temperatura) la siguiente relación:

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

Si variamos la concentración de alguna de las sustancias, las diferentes cantidades de reactivos y de productos se reajustarán de modo que K se mantenga constante.

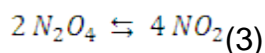
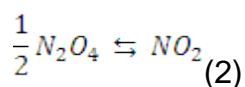
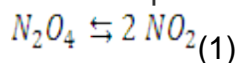
Actividad: A 100 °C la constante de equilibrio de la disociación del tetraóxido



de dinitrógeno es de 0.36. En esta simulación se parte de una situación de equilibrio en la que en un volumen de 1 litro tenemos 0.6 moles de NO_2 y 1 mol de N_2O_4 a 100 °C. Con los cursores puedes añadir cualquiera de las

sustancias presentes. ¿Qué ocurre al final del proceso, independientemente de las cantidades añadidas?

Las constantes de los diferentes equilibrios químicos se encuentran tabuladas (normalmente a 25 °C), pero debido a que no se usan unidades en su expresión debemos ser cuidadosos a la hora de establecer la ecuación química que las representa. Por ejemplo, en el caso del equilibrio estudiado anteriormente, estas tres ecuaciones se podrían utilizar para describirlo:



Pero a la hora de usar el valor de la constante de equilibrio tabulada, usaremos exclusivamente la (1), es decir, la ecuación que tenga los mínimos coeficientes estequiométricos en números enteros.

Cuando en un equilibrio intervienen gases, es posible también expresar la constante de equilibrio en función de las presiones parciales de las diferentes especies. En este caso la constante de equilibrio la escribiremos como K_p . Para el equilibrio de disociación del tetraóxido de dinitrógeno, escribiríamos:

La constante de equilibrio

$$K_p = \frac{P_{NO_2}^2}{P_{N_2O_4}}$$

Ejercicio: En un recipiente de 3 litros a 100 °C, introducimos 2 moles de tetraóxido de dinitrógeno. Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio las concentraciones de las diferentes especies son:

$$[N_2O_4] = 0.463 \text{ M}$$

$$[NO_2] = 0.408 \text{ M}$$

Calcula la K_p .

Solución:

Recordemos la ecuación de los gases ideales y apliquémosla a las presiones parciales de los dos gases:

$$P V = n R T$$

$$P = \frac{n}{V} R T$$

$$P = c R T$$

Donde c será la concentración de las diferentes especies, por tanto:

$$P_{N_2O_4} = 0.463 \cdot 0.082 \cdot (100 + 273) = 14.16 \text{ atm}$$

$$P_{NO_2} = 0.408 \cdot 0.082 \cdot (100 + 273) = 12.48 \text{ atm}$$

El valor de la K_p a esta temperatura será de:

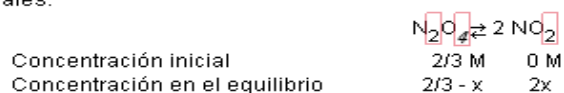
$$K_p = \frac{12.48^2}{14.16} = 11.00$$

Ejercicio: En un recipiente de 3 litros a 100 °C, introducimos 2 moles de tetraóxido de dinitrógeno. Sabiendo que la constante de equilibrio K_c a esta temperatura es de 0.36, Calcula las concentraciones en el equilibrio.

Solución:

La constante de equilibrio

Comenzamos escribiendo la ecuación química correspondiente y estableciendo las condiciones iniciales:



Como en el equilibrio las concentraciones deben ser tales que se cumpla:

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

Sustituimos y:

$$0.36 = \frac{(2x)^2}{\left(\frac{2}{3} - x\right)}$$

Resolvemos la ecuación de segundo grado que aparece:

$$0.24 - 0.36x = 4x^2$$

$$4x^2 + 0.36x - 0.24 = 0$$

Cuyas soluciones son:

$$x_1 = 0.204 \text{ M}$$

$$x_2 = -0.294 \text{ M}$$

La segunda solución la rechazamos, por absurda.

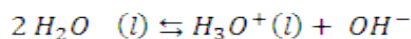
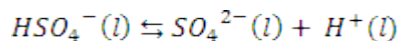
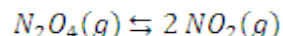
Por tanto, las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = \frac{2}{3} - 0.204 = 0.463 \text{ M}$$

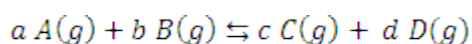
$$[\text{NO}_2] = 2 \cdot 0.204 = 0.408 \text{ M}$$

Equilibrio homogéneo

Llamamos equilibrio homogéneo a aquél en el cual todas las especies se encuentran en la misma fase. Son ejemplos de equilibrios homogéneos:



En el caso de los equilibrios donde intervienen gases, ya hemos visto que podemos usar la constante de equilibrio relacionada con las presiones parciales. Además, si tenemos en cuenta la ecuación de los gases ideales, vemos que debe existir una relación entre K_p y K_c . En el caso del siguiente equilibrio homogéneo:



esta relación sería:

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

sustituyendo cada presión parcial por su correspondiente relación con la concentración:

donde Δn es la resta entre la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos menos la suma de los coeficientes estequiométricos de los reactivos.

Ejercicio: Sabiendo que a 100 °C el valor de K_c para el equilibrio de disociación del tetraóxido de dinitrógeno es de 0.36, calcula la K_p a dicha temperatura.

Solución:

Usando la relación que acabamos de estudiar :

$$K_p = 0.36 \cdot (0.082 \cdot 373)^{\Delta n} = 11.00$$

Como ya sabíamos.

Equilibrio homogéneo

Actividad: La constante de equilibrio K_p la podemos expresar también en función de las fracciones molares. Si, como en el caso de la disociación del tetraóxido de dinitrógeno, la suma de los coeficientes estequiométricos de reactivos y de productos no coincide, podemos escribir la expresión de K_p en función de las fracciones molares y de la presión total. En la escena puedes aumentar o disminuir la presión total sobre un volumen de gases en equilibrio a 100 °C. ¿Qué ocurre con las concentraciones de los diferentes gases?

Actividad

$$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

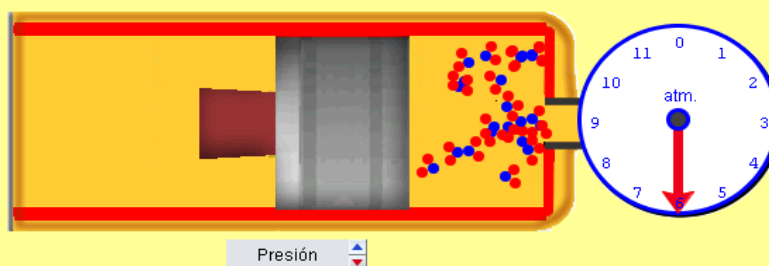
$$K_p = \frac{X_{\text{NO}_2}^2 \cdot P_T^2}{X_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P_T} = \frac{X_{\text{NO}_2}^2}{X_{\text{N}_2\text{O}_4}} P_T$$

Si partimos de una presión de 1 atm, las fracciones molares en el equilibrio serán:

$$11 = \frac{X_{\text{NO}_2}^2}{1 - X_{\text{NO}_2}} \cdot 1$$

$$X_{\text{NO}_2} = 0.923$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.077$$



$t = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$

$$P_T = 6.00 \text{ atm.}$$

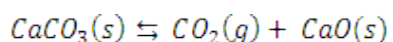
$$X_{\text{NO}_2} = 0.72$$

$$X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.28$$

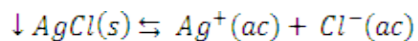
$$K_p = \frac{0.72^2}{0.28} \cdot 6.00 = 11.00$$

Equilibrio heterogéneo

Un equilibrio es heterogéneo cuando no todas las especies que intervienen están en la misma fase. Son ejemplos de equilibrios heterogéneos:

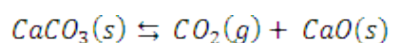


Descomposición del carbonato cálcico en un recipiente cerrado.

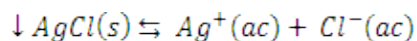


Precipitación del cloruro de plata

En estos equilibrios tendremos que tener en cuenta que en su constante no debemos introducir sólidos (ya que no tiene sentido hablar de concentración de un sólido no disperso en el medio). Así pues, la expresión de las constantes de los equilibrios anteriores sería:



$$K_c = [\text{CO}_2]; K_p = P_{\text{CO}_2}$$



$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Ejercicio: Sabiendo que a 1000 °C el valor de K_p para el equilibrio de descomposición del carbonato de calcio es de 1.053, calcula:

- a) la presión del CO_2 en un recipiente de 20 litros.
- b) la K_c
- c) la cantidad de carbonato de calcio que se ha descompuesto.

Solución:

Escribimos el equilibrio en cuestión:



a) Como ya sabemos, en la expresión de la constante de equilibrio no incluiremos los sólidos, por tanto:

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 1,053$$

b) Para calcular K_c tendremos en cuenta que:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}; \quad \Delta n = 1$$

$$K_c = \frac{K_p}{RT}$$

$$K_c = \frac{1,053}{0,082 \cdot (1000 + 273)} = 0,01009$$

c) Para calcular la cantidad de carbonato cálcico descompuesto, tendremos en cuenta que por cada mol de carbonato de calcio que se descompone aparece un mol de CO_2 . El CO_2 obtenido lo calculamos a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{1,053 \cdot 20}{0,082 \cdot 1273} = 0,201 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CaCO}_3} = 0,201 \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta que la masa molar del carbonato de calcio es 100 g/mol:

$$m_{\text{CaCO}_3} = 0,201 \text{ mol} \cdot \frac{100 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 20,1 \text{ g}$$

Actividad

b) Aumenta el volumen y observa cómo varían las diferentes cantidades.



Moles en el equilibrio $n_0 - 2n$ $2n$ n

Los moles de gas totales serán:

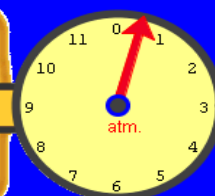
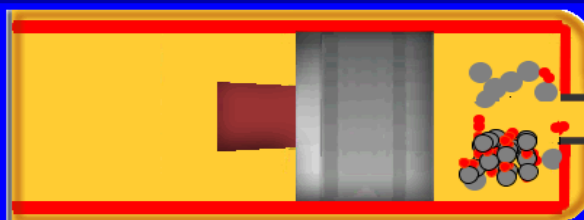
$$n_T = \frac{0,509 \cdot 1,00}{0,082 \cdot (420 + 273)} = 0,00896$$

De estos moles, 1/3 serán de O_2 y 2/3 de Hg gaseoso, por tanto la masa de gas será:

$$m_{\text{gas}} = 1,293 \text{ g}$$

Y la masa de sólido sin descomponer que va quedando será:

$$m_{\text{sólido}} = 2,707 \text{ g}$$



− Volumen (L) +

Actividad: En un recipiente de 1 litro que está a una temperatura de 420 °C se ha hecho el vacío. Se introducen 4 g de monóxido de mercurio (HgO) sólido que se descompone en Hg y O_2 gaseosos. Sabiendo que la K_p a esta temperatura es de 0.019, responde:

Equilibrio heterogéneo

- a) ¿Cuánto sólido quedará al restablecerse el equilibrio?
- b) ¿En qué sentido se desplazará el equilibrio al aumentar el volumen?

Cociente de reacción

Ya sabemos que en el equilibrio se han igualado las velocidades directa e inversa de una reacción. En esta situación las concentraciones de reactivos y de productos permanecen constantes.

Si las concentraciones de las diferentes especies no cumplen la ley de acción de masas, el sistema no estará en equilibrio y, por tanto, se desplazará en un sentido o en otro.

El cociente de reacción se define precisamente para saber qué sentido tomará un determinado sistema que no esté en equilibrio, de modo que si para esta reacción:

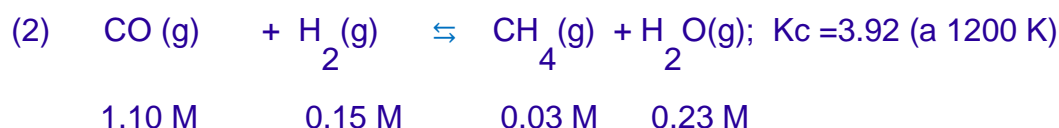
Definimos el cociente de reacción así:

De manera que si $Q < K_c$ ello implicaría que hay menos concentración de productos que en el equilibrio, con lo cual la reacción evolucionará hacia la derecha.

De modo análogo, si $Q > K_c$, podemos afirmar que la reacción evolucionará hacia la izquierda.

Obviamente, si $Q = K_c$, significará que la reacción está en el equilibrio.

Ejercicio: A partir de los valores de las constantes de equilibrio, determina hacia dónde evolucionarán las siguientes reacciones :



Solución:

En el primer caso:

$$Q = \frac{0.12^2}{0.20 \cdot 0.23} = 0.313$$

Como $0.313 < 54$, podemos afirmar que la reacción se desplazará hacia la derecha hasta alcanzar el equilibrio.

En el segundo caso:

$$Q = \frac{0.03 \cdot 0.23}{0.15 \cdot 0.10} = 0.46$$

Como $0.46 < 3.92$, podemos decir que la reacción se desplazará hacia la derecha hasta alcanzar el equilibrio.

Actividad

$$\text{PCl}_5(\text{g}) \leftarrow \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{PCl}_3(\text{g})$$

| [] (mol/l) | 1.021 | 1.579 | 0.579 |
|-------------|-------|-------|-------|
|-------------|-------|-------|-------|

$$0.895 = \frac{[\text{Cl}_2] \cdot [\text{PCl}_3]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{1.579 \cdot 0.579}{1.021} = Q$$

$Q > K$, el sistema evoluciona hacia la izquierda

| | | |
|------|------|------|
| 0.00 | 1.00 | 0.00 |
| ▲ | ▲ | ▲ |
| ▼ | ▼ | ▼ |
| PCl5 | Cl2 | PCl3 |

Moles añadidos

[PCl₅] [Cl₂] [PCl₃]

Actividad: El equilibrio de disociación del pentacloruro de fósforo (PCl_5) en

Cociente de reacción

cloro (Cl_2) y tricloruro de fósforo (PCl_3) tiene una K_p de 2 a una temperatura de 270 °C.

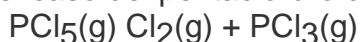
a) Calcula la K_c ;

b) Sabiendo que el recipiente que contiene estas sustancias es de 1 L de volumen, modifica el estado del equilibrio existente y, a partir del cociente de la reacción, predice el sentido de la evolución del sistema. Compruébalo con el applet.

NOTA: Todas la sustancias que intervienen en este equilibrio son gaseosas.

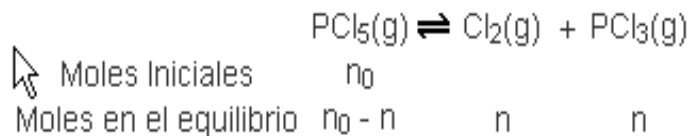
Grado de disociación

Ya hemos visto un tipo de equilibrio en el cual una sustancia se disocia en otras más simples, como el caso del pentacloruro de fósforo:



En estos casos es habitual expresar el equilibrio en función del llamado grado de disociación. El grado de disociación se define como el tanto por ciento de moles que se disocian o, también, el tanto por uno de reactivo disociado en el equilibrio, α .

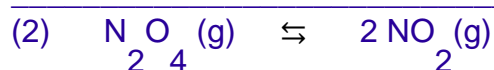
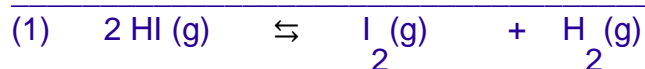
Ejemplo. Supongamos que queremos escribir la K_c del proceso de descomposición del pentacloruro de fósforo en función del grado de disociación. Comenzamos escribiendo la ecuación química y trabajando con moles:



Grado de disociación:

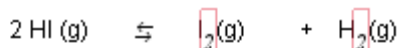
Constante de equilibrio:

Ejercicio: Obtén la expresión de K_c en función del grado de disociación para estos equilibrios:



Solución:

En el primer caso:

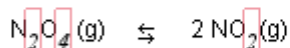


Moles iniciales n_0

Moles en el equilibrio: $n_0 - 2n$ n n

$$K_c = \frac{\frac{n}{V} \cdot \frac{n}{V}}{\left[\frac{n_0 - 2n}{V} \right]^2} = \frac{\alpha^2}{(1 - 2\alpha)^2}$$

En el segundo caso:



Moles iniciales n_0

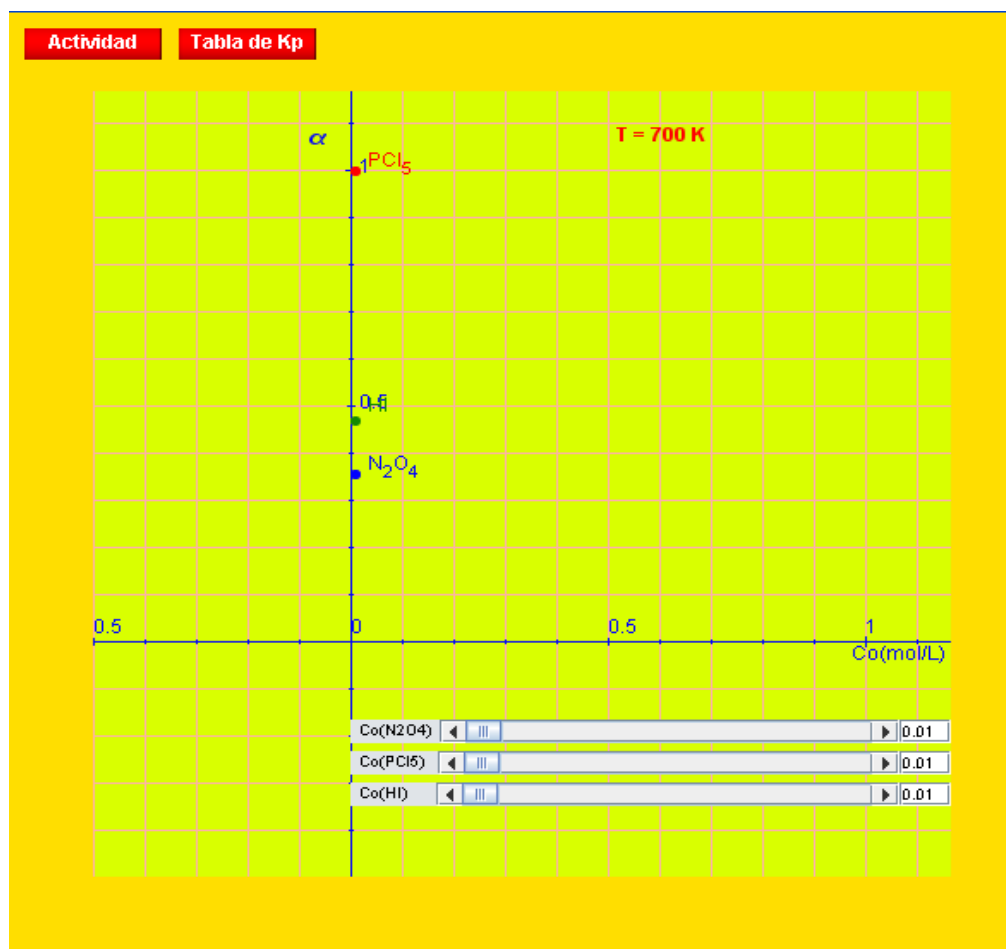
Moles en el equilibrio: $n_0 - n$ $2n$

$$K_c = \frac{\left[\frac{2n}{V} \right]^2}{\frac{n_0 - n}{V}} = \frac{4C_0\alpha^2}{1 - \alpha}$$

Actividad: Como acabas de estudiar, podemos poner la constante K_c en función del grado de disociación. A partir de las expresiones de K_p conocidas (tabla adjunta) de los equilibrios de disociación del tetróxido de dinitrógeno, del pentacloruro de fósforo y del yoduro de hidrógeno, obtén la dependencia del grado de disociación en función de la concentración inicial a una temperatura de 700 K. Representa gráficamente esta dependencia. ¿Qué tipo de gráficas obtienes? Para confirmar tus respuestas usa el siguiente applet.

Grado de disociación

| Tabla de constantes de equilibrio | $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ | $2\text{HI} \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{H}_2$ | $\text{Cl}_5\text{P} \rightleftharpoons \text{Cl}_2 + \text{Cl}_3\text{P}$ |
|-----------------------------------|--|---|--|
| T(K) | Kp | Kp | Kp |
| 298 | 0,148 | 794 | 22 |
| 500 | 0,321 | 160 | 25 |
| 503 | 0,323 | 156 | 49 |
| 523 | 0,337 | 135 | 78 |
| 700 | 0,444 | 54 | 220 |
| 1033 | 0,577 | 23 | 2821 |



Principio de Le Châtelier

Una regla muy útil para predecir el sentido en el que evolucionará un equilibrio al modificar algún factor es el llamado principio de Le Châtelier, que podemos enunciar así:

«Cuando se modifica algún factor externo a un sistema en equilibrio, éste se desplazará en el sentido que tienda a contrarrestar dicha modificación»

Estas modificaciones pueden ser de concentración de alguna de las sustancias del equilibrio, de la presión, de la temperatura o del volumen. Para visualizar lo que predice este principio, tomemos como ejemplo el equilibrio que existe cuando sintetizamos CH₄ y H₂O a partir de CO y H₂, cuya reacción es exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$):

Actividad 1 Actividad 2 Actividad 3 Actividad 4 Nota

$P = 1.00 \text{ atm. } V = 421.03 \text{ L. } T = 1300.00 \text{ K } n_T = 3.950 \text{ mol}$



$\text{CO(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_4\text{(g)} + \text{H}_2\text{O(g)}; \quad \Delta H^\circ = -206 \text{ kJ}$
 moles 0.87480 2.92460 0.12513 0.02513

$\frac{Q}{K_c} = 31.78$

Modificación de los factores

T(K)

P(atm.)

Moles de reactivos añadidos CO H2

Moles de productos añadidos CH4 H2O

Actividad: Para visualizar el principio de Le Châtelier, vamos a partir de una situación inicial de equilibrio. Puedes modificar las concentraciones de cualquier especie, la presión y la temperatura. Para ver qué influencia tiene cada uno de estos factores, modifícalos de uno en uno y pon en marcha la simulación. Escribe en tu libreta los resultados.

Factores que modifican el equilibrio

Actividad: ¿En qué sentido se desplaza este equilibrio al aumentar la presión? ¿Por qué?

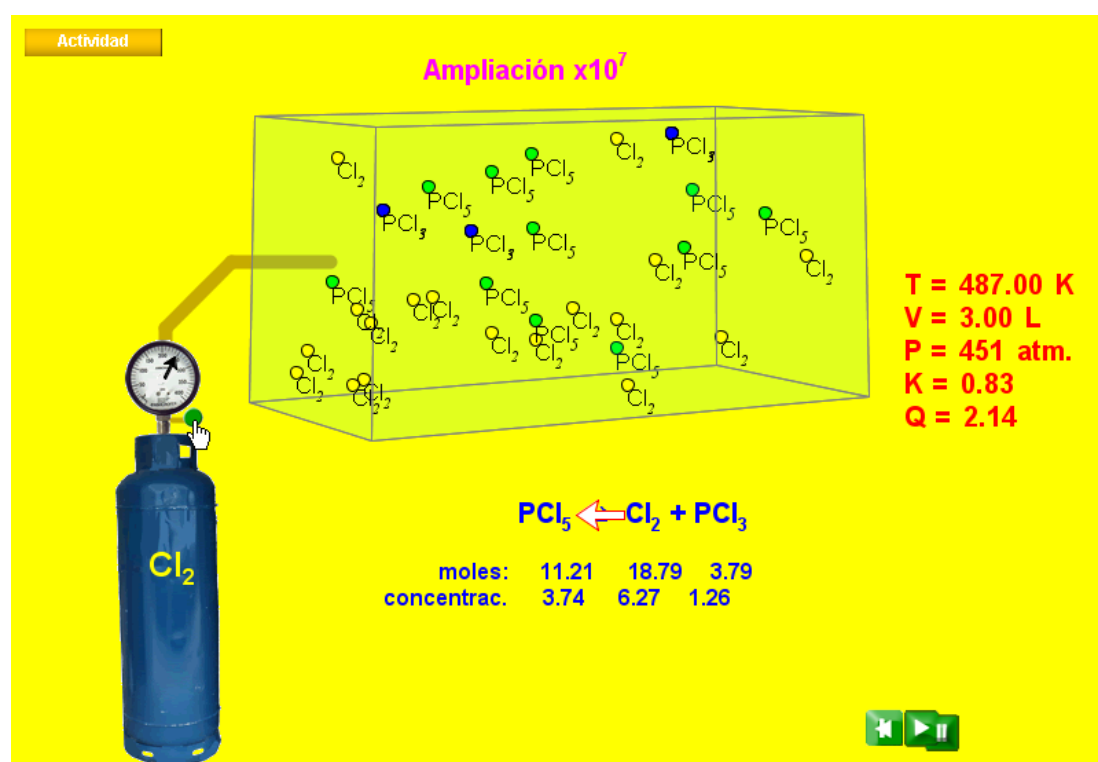
Actividad: ¿En qué sentido se desplaza este equilibrio al aumentar la temperatura? ¿Por qué?

Actividad: ¿En qué sentido se desplaza este equilibrio al aumentar la concentración de alguno de los reactivos? ¿Por qué?

Nota: Cuando el cociente Q/k se acerque a la unidad, estará alcanzándose el equilibrio.

Para que la simulación tenga una duración razonable, conviene que la relación Q/k esté entre 0.5 y 1.5.

Variación de la concentración



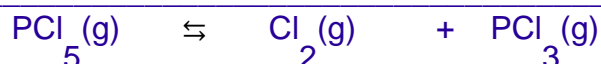
Actividad: En la siguiente escena representamos el equilibrio de descomposición del pentacloruro de fósforo en un recipiente de 3 litros y a una temperatura de 487 K. Podemos variar la concentración del cloro y ver cómo evoluciona el equilibrio, para agregar cloro tienes que abrir la espita de gas (botón verde). Cada vez que abras la espita se agregarán 5 moles de cloro al recipiente. ¿Cuáles son las nuevas concentraciones después de añadir 10 moles de cloro una vez restablecido el equilibrio?

Ejercicio: A 487 K la K_c de la disociación del pentacloruro de fósforo es de 0.83.

- ¿Cuál será el valor de K_p a esta temperatura?
- Si se introducen 15 moles de PCl_5 en un recipiente de 3 L sin variar la temperatura, ¿cuáles serán las concentraciones en el equilibrio?

Factores que modifican el equilibrio

c) Si una vez alcanzado el equilibrio se añaden 15 moles de cloro, ¿cuáles serán las nuevas concentraciones de cada especie cuando se recupere el equilibrio?



Variación de la presión

Actividad

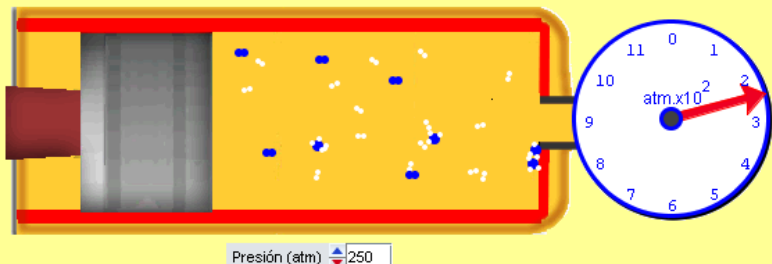
El proceso de Haber-Bosch

El proceso de Haber-Bosch para obtener amoníaco recibió este nombre debido a sus creadores: Fritz Haber (1868 – 1934) y William Carl Bosch (1874 – 1940), en el proceso ideado por ellos, el amoníaco es producido a altas temperaturas (500 °C y presión de 250 atm). La ecuación del proceso es:

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}); \quad \Delta H_f^\circ = -46.4 \text{ kJ/mol}$$


Esta ecuación es de formación del amoníaco en el estado gaseoso, para licuarlo se pasan los gases por un condensador (a baja temperatura). El amoníaco líquido y/o disuelto en agua, puede ser usado en la fabricación de fertilizantes.

Un proceso que permite mayor rendimiento en la síntesis del amoníaco es el denominado «Proceso de Claude», en éste se usa una presión de unas 1000 atm.



t = 507 °C

| | |
|-----------------------------|---------------------------|
| n _{H2} = 2.08 mol | P _T = 250 atm. |
| n _{H2} = 0.69 mol | V = 0.87 L. |
| n _{NH3} = 0.61 mol | K _p = 0.000011 |
| n _T = 3.39 mol | |



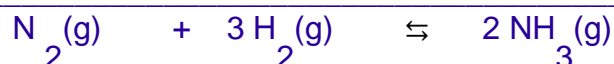
Actividad: La constante de equilibrio K_p en la síntesis del amoníaco a 507 °C es de 0.000011. En la simulación hemos introducido 1 mol de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno en un recipiente de manera que, cuando se alcanza el equilibrio, la presión es de 500 atm. ¿Qué volumen ocupará la mezcla de gases?

Para ver cómo se modifica el equilibrio con la variación de la presión, cámbiala con el correspondiente pulsador, ¿qué observas? ¿Cómo conseguiremos aumentar el rendimiento en la síntesis de amoníaco?

Ejercicio: A 507 °C la K_p en la formación del amoníaco a partir de nitrógeno y de hidrógeno es de $1.1 \cdot 10^{-5}$.

a) Si introducimos en un recipiente cerrado de 0.4 L 1 mol de N₂ y 3 moles de H₂

¿Cuáles serán las nuevas concentraciones cuando se restablezca el equilibrio?



b) ¿Cuál será la presión total en el equilibrio?

c) ¿Cuáles serán las presiones parciales en el equilibrio?

Solución:

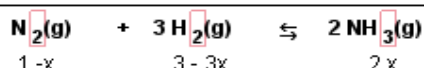
a) Calculamos en primer lugar la K_c :

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

$$1.1 \cdot 10^{-5} = K_c (0.082 \cdot 780)^{-2}$$

$$K_c = 0.045$$

Cuando se alcance el equilibrio, la composición en moles será:



Por tanto, a esa temperatura:

$$0.045 = \frac{\left(\frac{2x}{0.4}\right)^2}{\frac{1-x}{0.4} \cdot \left(\frac{3-3x}{0.4}\right)^3} = \frac{\left(\frac{2x}{0.4}\right)^2}{27 \cdot \frac{1-x}{0.4} \cdot \left(\frac{1-1x}{0.4}\right)^3} = \frac{\left(\frac{2x}{0.4}\right)^2}{27 \cdot \left(\frac{1-1x}{0.4}\right)^4}$$

Para evitar resolver una ecuación de cuarto grado, realizamos una raíz cuadrada en ambos miembros de la ecuación. Resolviendo la ecuación de segundo grado, obtenemos:

$$x = 0.437 \text{ mol}$$

Las composiciones en el equilibrio, por tanto, serán:

$$n_{\text{N}_2} = 0.563 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = 1.689 \text{ mol}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0.874 \text{ mol}$$

b) Para conocer la presión total en el equilibrio, calcularemos los moles totales y aplicaremos la ley de los gases ideales:

$$n_T = 0.563 + 1.689 + 0.874 = 3.126 \text{ moles}$$

$$P_T = \frac{3.126 \cdot 0.082 \cdot 780}{0.4} = 499.9 \text{ atm}$$

c) Las presiones parciales en el equilibrio serán:

$$P_{\text{N}_2} = \frac{0.563}{3.126} \cdot 499.9 = 90.0 \text{ atm}; P_{\text{H}_2} = \frac{1.689}{3.126} \cdot 499.9 = 270.1 \text{ atm}; P_{\text{NH}_3} = \frac{0.874}{3.126} \cdot 499.9 = 139.7 \text{ atm}.$$

Variación de la temperatura

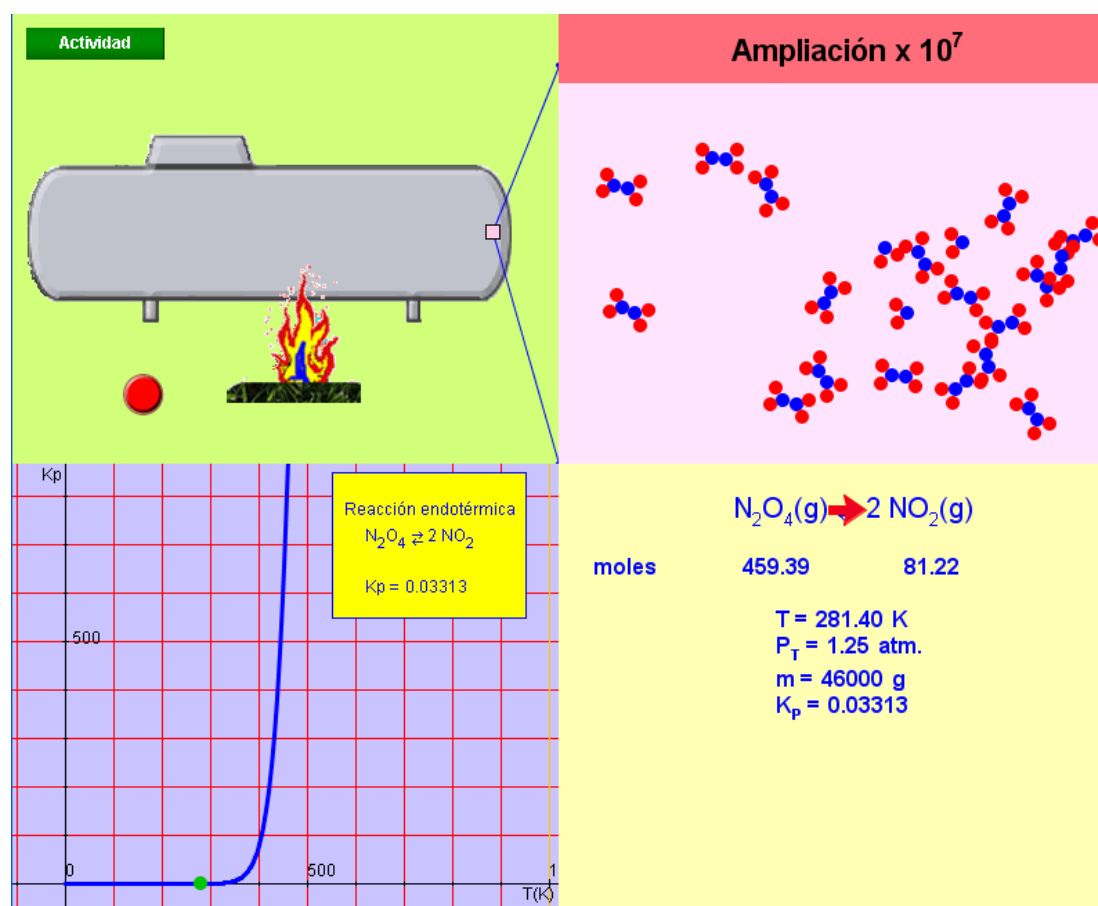
En todo este tema hemos hablado de la llamada constante de equilibrio. Sin embargo esta constante en realidad depende (y mucho) de la temperatura.

La ecuación de Van't Hoff rige las variaciones que sufre la constante de equilibrio con la temperatura, de modo que:

Factores que modifican el equilibrio

Vemos que si la reacción es endotérmica ($\Delta H > 0$), al aumentar la temperatura, aumentará la constante del equilibrio y, por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha. Y al contrario, si la reacción es exotérmica ($\Delta H < 0$), al aumentar la temperatura, la constante disminuirá y el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

Al utilizar la ecuación de Van't Hoff, deberemos tener la precaución de utilizar para la entalpía y para la constante de los gases ideales (R) las mismas



unidades. En el Sistema Internacional $R = 8.31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$.

Actividad: En un depósito de gas de 10000 litros de volumen, se han introducido 46 kg de tetraóxido de dinitrógeno a una temperatura de 0°C. Calienta el depósito apretando el botón rojo. ¿Qué le ocurre al equilibrio? ¿Por qué? ¿Qué le pasa a la presión? ¿Por qué?.

NOTA: El volumen del depósito es constante.

Ejercicio: a) A 35 °C la K_p de disociación del N_2O_4 es de 0.32. Sabiendo que la reacción es endotérmica y que $\Delta H^\circ_r = +61404.2 \text{ J/mol}$, calcula el valor de K_p a 500 °C.

b) A 200 °C la K_p de disociación del PCl_5 es de 0.301 Sabiendo que la reacción es exotérmica y que $\Delta H^\circ_r = -72648.4 \text{ J/mol}$, calcula el valor de K_p a 500 °C.

Solución:

a) Podemos escribir la ecuación de Van't Hoff de la siguiente manera:

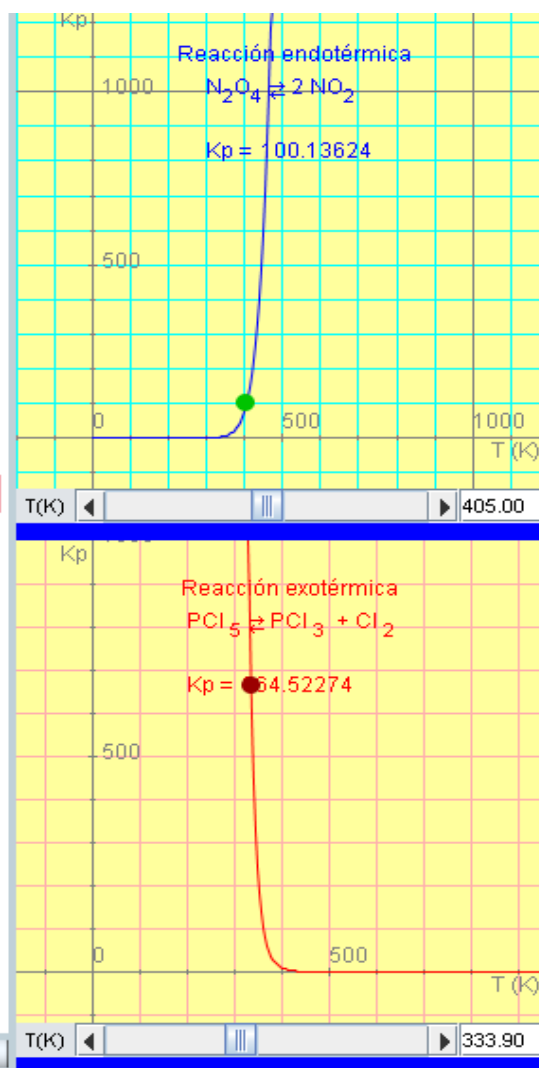
$$K_{p2} = K_{p1} \cdot e^{\frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

$$K_{p2} = 0.32 \cdot e^{\frac{+61404.2}{8.31} \left(\frac{1}{308} - \frac{1}{773} \right)} = 592639.92$$

b) Podemos escribir la ecuación de Van't Hoff de la siguiente manera:

$$K_{p2} = K_{p1} \cdot e^{\frac{\Delta H_r^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

$$K_{p2} = 0.301 \cdot e^{\frac{-72648.4}{8.31} \left(\frac{1}{473} - \frac{1}{773} \right)} = 2.31 \cdot 10^{-4}$$

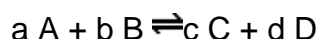


La función termodinámica denominada energía de Gibbs para un gas A en una mezcla de gases es:

$$G_A = G_A^0 + RT \ln P_A$$

Donde P_A es la presión parcial del gas A en la mezcla.

Supongamos ahora una reacción entre gases como ésta:



La variación de energía libre para este proceso será:

$$\Delta G = G_{\text{productos}} - G_{\text{reactivos}} = (c(G_C^0 + RT \ln P_C) + d(G_D^0 + RT \ln P_D)) - (a(G_A^0 + RT \ln P_A) + b(G_B^0 + RT \ln P_B))$$

Factores que modifican el equilibrio

$$\Delta G = \Delta G^0 + RT \ln \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \Delta G^0 + RT \ln Kp$$

Como en el equilibrio $\Delta G = 0$, podemos escribir:

$$\ln Kp = \frac{-\Delta G^0}{RT}$$

Para dos temperaturas diferentes:

$$\ln Kp_2 = \frac{-\Delta G^0}{RT_2} = \frac{-(\Delta H^0 - T_2 \Delta S^0)}{RT_2} = -\frac{\Delta H^0}{RT_2} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

$$\ln Kp_1 = \frac{-\Delta G^0}{RT_1} = \frac{-(\Delta H^0 - T_1 \Delta S^0)}{RT_1} = -\frac{\Delta H^0}{RT_1} + \frac{\Delta S^0}{R}$$

Restando:

$$\ln \left(\frac{Kp_2}{Kp_1} \right) = -\frac{\Delta H^0}{RT_2} - \left(-\frac{\Delta H^0}{RT_1} \right) = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

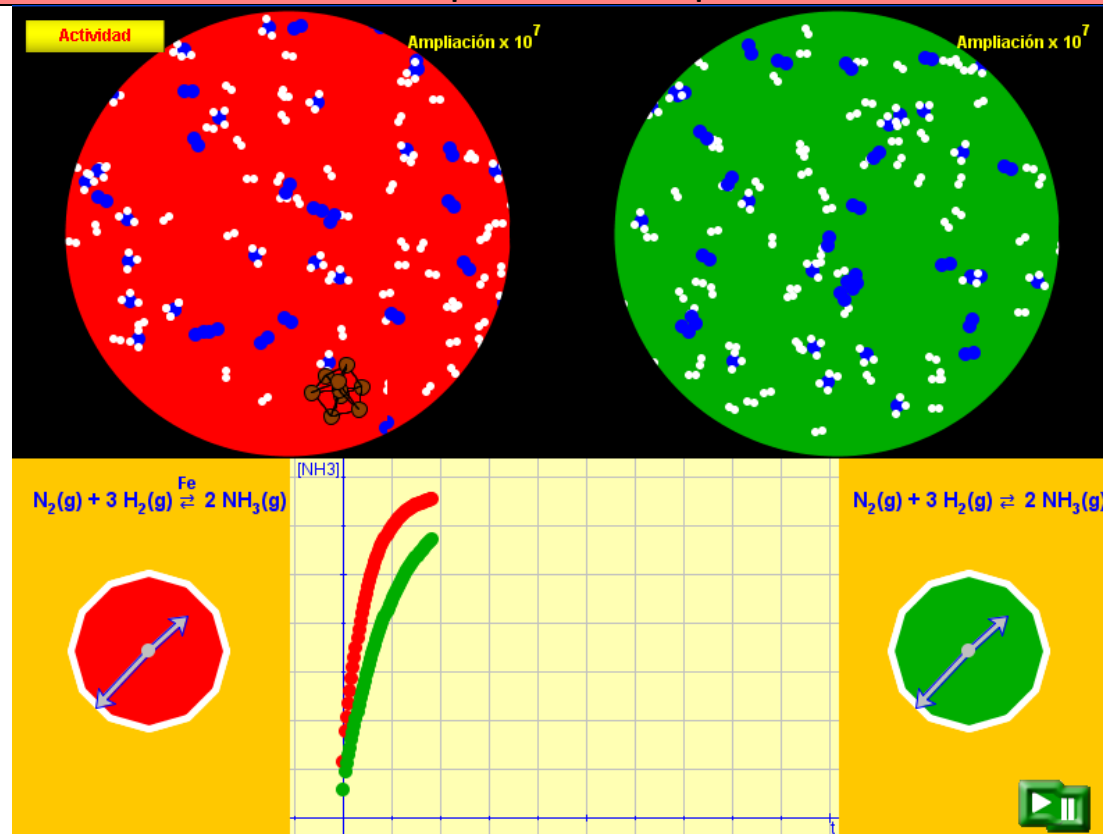
Influencia de los catalizadores

Como sabes, la adición de un catalizador modifica las velocidades de las reacciones químicas debido a que hace que disminuya la energía de activación.

En una reacción en equilibrio, la adición de un catalizador aumenta en la misma proporción las velocidades directa e inversa; como consecuencia, el equilibrio no se ve afectado.

Si la reacción no ha alcanzado el equilibrio, la adición del catalizador hará que éste se alcance en un tiempo menor, pero al final del proceso las cantidades de productos y de reactivos serán las mismas que habría si no se hubiera añadido el catalizador.

Factores que modifican el equilibrio



Actividad: Como ya sabes, la síntesis del amoníaco transcurre (en el proceso de Haber) a gran temperatura y presión. En la escena tienes una síntesis en la cual se usa como catalizador el hierro y otra que no está catalizada. Pon en marcha la animación y responde:

- ¿Hay alguna diferencia en las cantidades de amoníaco obtenidas cuando se alcanza el equilibrio?
- ¿Qué diferencia encuentras tú entre las dos reacciones?

Reacciones de precipitación

Muchos compuestos iónicos son solubles en agua. Al disolverse se disocian totalmente en aniones y cationes. Un ejemplo de sal muy soluble en agua es el cloruro de sodio, si agregamos un poco de esta sal en agua, podemos

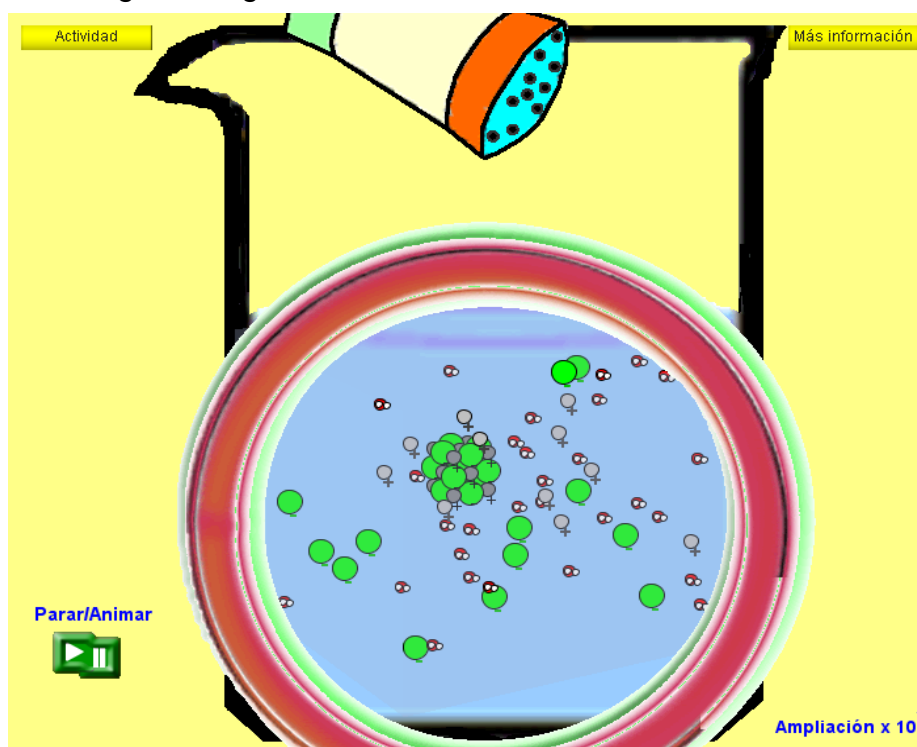
Reacciones de precipitación

representar su disolución así:

Podemos ir añadiendo más cloruro de sodio al agua y veremos que llega un momento en que ya no se disuelve más, a partir de ese momento la cantidad añadida de sal se deposita en el fondo; decimos que la disolución está saturada. Esta disolución saturada y el correspondiente sólido precipitado constituyen un equilibrio químico que podemos representar así:

Como en cualquier equilibrio, podemos hablar de constante de equilibrio que, en este caso recibe el nombre de producto de solubilidad:

En el caso del cloruro de sodio, como es una sal muy soluble, su K_S es de 37.79 a 25 °C, lo que significa que, a esa temperatura, se pueden llegar a disolver en agua 359 gramos en un litro.



Actividad: En la escena tienes la posibilidad de lanzar sobre el agua destilada sal común (NaCl), para ello tienes que pulsar sobre el salero. Puedes pulsar hasta tres veces. ¿A partir de qué pulsación se puede considerar que la disolución está saturada? El equilibrio que se establece entre la fase sólida y líquida, ¿es estático o dinámico? ¿Qué pasaría si comenzásemos a evaporar el agua?

Cuando se mezclan dos disoluciones que dan lugar a un compuesto iónico poco soluble en agua, éste precipita como sólido y queda alojado en el fondo del recipiente. Por ejemplo, al mezclar una disolución de cloruro de cadmio con otra de sulfuro de potasio, precipitará sulfuro de cadmio debido a que su producto de solubilidad es muy pequeño:

Sal muy soluble

Reacciones de precipitación

Sal muy soluble

Sal muy poco soluble

El equilibrio que se establece entre la fase sólida y la líquida lo podemos representar así:

$$K_s = [S^{2-}] \cdot [Cd^{2+}] = 4 \cdot 10^{-29} \text{ a } 20^\circ\text{C}$$

Solubilidad

Podemos llamar S a la solubilidad molar de una sal A_nB_m . Si conocemos el producto de solubilidad de la sal, podemos calcular su solubilidad. Si escribimos el equilibrio entre el precipitado y la disolución saturada del siguiente modo:

| | | | |
|-------------------------|---------------------|----------------------|-----------------------------------|
| Equilibrio | A_nB_m | \rightleftharpoons | $n A^{m+} (ac.) + m B^{n-} (ac.)$ |
| Moles iniciales | n_0 | | 0 0 |
| Moles finales | $n_0 - (S \cdot V)$ | | $n (S \cdot V)$ $m (S \cdot V)$ |
| Concentraciones finales | | | $n S$ $m S$ |

Teniendo en cuenta que el producto de solubilidad se relaciona con las concentraciones de la disolución saturada:

$$K_s = (n S)^n \cdot (m S)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{(n+m)}$$

Por tanto la solubilidad la podemos expresar como:

Ejercicio: Deduce la relación entre la solubilidad y el producto de solubilidad de estos compuestos:

a) $BaSO_4$

b) Ag_2CO_3

c) $Ca(OH)_2$

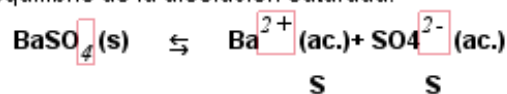
d) $Al(OH)_3$

e) K_3PO_4

f) $Mg_3(PO_4)_2$

Solución:

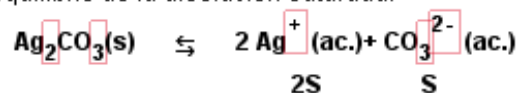
a) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = S \cdot S \Rightarrow S = \sqrt{K_s}$$

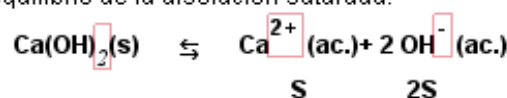
b) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = (2S)^2 \cdot S \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

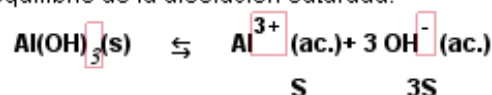
c) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = S \cdot (2S)^2 \Rightarrow S = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

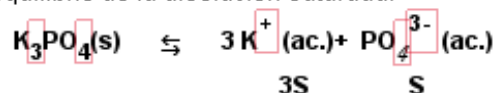
d) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = S \cdot (3S)^3 \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

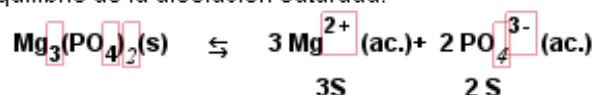
e) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = (3S)^3 \cdot S \Rightarrow S = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

f) Escribimos el correspondiente equilibrio de la disolución saturada:



Concentraciones en el equilibrio:

$$K_s = (3S)^3 \cdot (2S)^2 \Rightarrow S = \sqrt[5]{\frac{K_s}{108}}$$

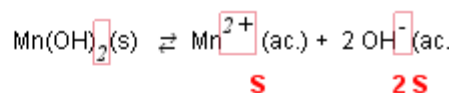
Reacciones de precipitación

Ejercicio: La solubilidad del $\text{Mn}(\text{OH})_2$ en agua (a 25 °C) es de 0.0032 g/l.

Hallar su K_s y el pH necesario para que no precipite el hidróxido de manganeso (II) en una disolución que es 0.06 M en Mn^{2+} . (Masa molar del $\text{Mn}(\text{OH})_2 = 89 \text{ g/mol}$).

Solución

Escribamos la correspondiente ecuación de equilibrio:



Concentraciones en el equilibrio:

$$S = 0.0032 \text{ g/L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{89 \text{ g}} = 3.60 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$K_s = S \cdot (2S)^2 = 4 S^3 = 4 (3.60 \cdot 10^{-5})^3 = 1.86 \cdot 10^{-13}$$

Recordemos que el pH está relacionado con el pOH de la siguiente forma:

$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$. Además, el pOH es el $-\log[\text{OH}^{-}]$. Por tanto, será suficiente calcular la concentración máxima de OH^{-} que puede coexistir con el Mn^{2+} sin precipitar:

$$K_s = [\text{Mn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^2$$

$$[\text{OH}^{-}] = \sqrt{\frac{K_s}{[\text{Mn}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{1.86 \cdot 10^{-13}}{0.06}} = 1.76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Para que no haya precipitación $[\text{OH}^{-}] < 1.76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

El pOH, por tanto será:

$$\text{pOH} = -\log(1.76 \cdot 10^{-6}) = 5.75$$

Y el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.25$$

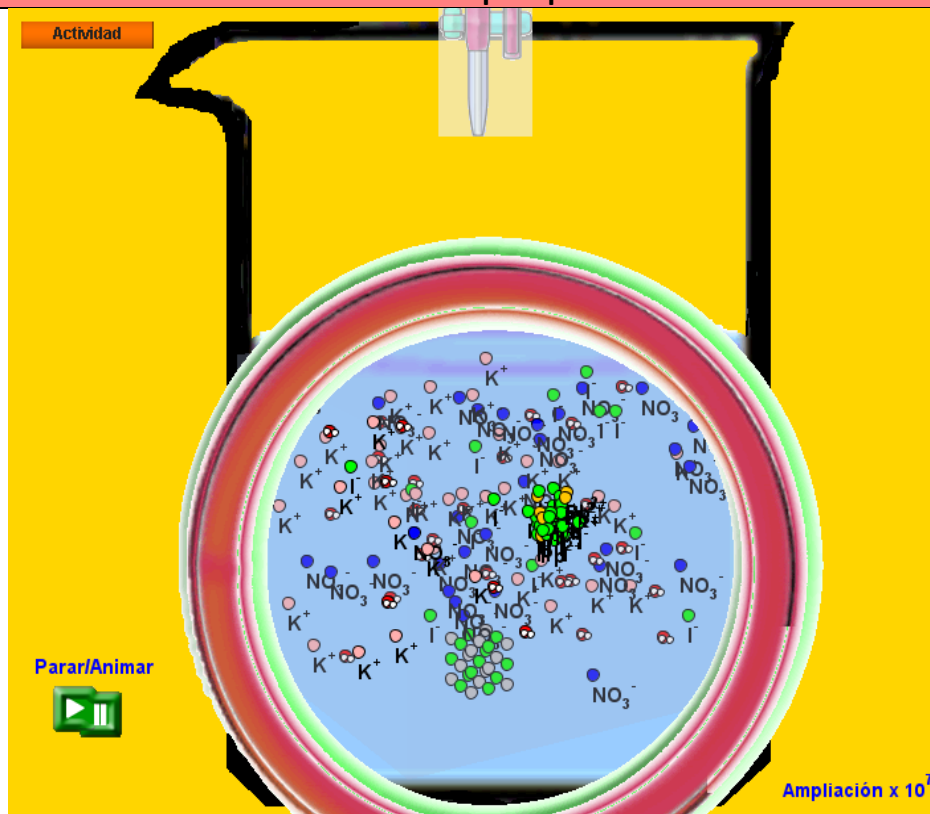
El pH deberá ser menor que 8.25

Precipitación fraccionada

En la química analítica la formación de precipitados tiene gran importancia. Muchos análisis químicos se realizan al hacer precipitar selectivamente los iones presentes en la disolución a analizar.

Para hacer una precipitación fraccionada se tiene en cuenta la solubilidad de las distintas especies que se pueden formar al añadir un determinado ion, de este modo precipitan primero las sales más insolubles separándose del resto.

Reacciones de precipitación



Actividad: de precipitados tienes una disolución de nitrato de plomo(II) y de nitrato de plata. En la bureta hay una disolución de yoduro de potasio. Vierte (pulsando sobre la bureta) poco a poco el yoduro de potasio sobre el contenido del vaso de precipitados. ¿A partir de qué pulsación se puede considerar que la disolución está sobresaturada respecto del yoduro de plata? ¿A partir de qué pulsación se puede considerar que la disolución está sobresaturada respecto del yoduro de plomo?

Si retiráramos los dos precipitados y secásemos el sobrenadante, ¿qué nueva sal obtendríamos?

Ejercicio: A 1 litro de una disolución que tiene 7 g de Sr^{2+} y 1 mg de Ba^{2+} se le añade poco a poco ácido sulfúrico diluido para separar los dos iones anteriores. Calcula la concentración del primer catión que precipita cuando comience a precipitar el siguiente.

DATOS: $K_s(SrSO_4) = 2.8 \cdot 10^{-7}$ $K_s(BaSO_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$

Solución:

Calculemos la concentración de ambos iones:

$$n_{\text{Sr}^{2+}} = \frac{7 \text{ g}}{87.62 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0.0799 \text{ mol de iones.}$$

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{0.0799 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0.0799 \text{ M}$$

$$n_{\text{Ba}^{2+}} = \frac{0.001 \text{ g}}{137.34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7.281 \cdot 10^{-6} \text{ mol de iones.}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0.000007281 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 7.281 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Consideraremos que el volumen de las gotas que contienen el ácido sulfúrico es despreciable frente al litro de disolución.

Para saber cuál de los iones precipita antes, veamos en qué caso se necesita menos sulfato:

$$\text{Estroncio: } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{2.8 \cdot 10^{-7}}{0.0799} = 3.505 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{Bario: } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{1.1 \cdot 10^{-10}}{0.000007281} = 1.511 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Como el estroncio requiere menos concentración de sulfato, será éste el que precipite antes.

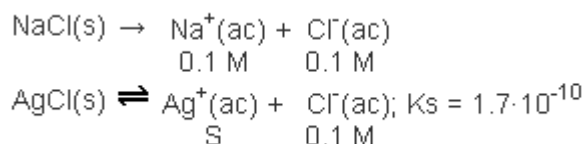
El bario comenzará a precipitar cuando la concentración de sulfato sea de $1.511 \cdot 10^{-5} \text{ M}$. En ese momento la concentración de estroncio en el sobrenadante será:

$$[\text{Sr}^{2+}] = \frac{2.8 \cdot 10^{-7}}{1.511 \cdot 10^{-5}} = 0.0185 \text{ M}$$

Efecto del ión común

Si intentamos disolver una sal en una disolución que ya contiene alguno de los iones de la sal, observaremos que su solubilidad es menor que si la disolución se hiciera con agua destilada. Este hecho recibe el nombre de efecto del ión común.

Por ejemplo, la solubilidad a 25 °C en agua destilada del cloruro de plata es de $1.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$, pero si intentamos disolver esta sal en una disolución 0.1



M de cloruro sódico, veremos que su solubilidad es de:

Teniendo en cuenta el producto de solubilidad:

Reacciones de precipitación

$$K_s = [Ag^+] \cdot [Cl^-] = S \cdot 0.1$$

$$S = 1.7 \cdot 10^{-10} / 0.1 = 1.7 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}$$

Ejercicio: Calcula la solubilidad del sulfato de estroncio:

a) En agua destilada.

b) En una disolución 0.2 M de sulfato de sodio.

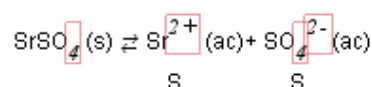
DATOS: $K_s(SrSO_4) = 2.8 \cdot 10^{-7}$

Solución:

Calculemos previamente la masa molar del sulfato de estroncio:

$$M = (87.62 + 32.06 + 4 \cdot 16.00) = 183.68 \text{ g/mol}$$

a) Escribamos el correspondiente equilibrio:

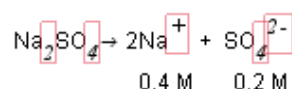


$$2.8 \cdot 10^{-7} = S^2$$

$$S = \sqrt{2.8 \cdot 10^{-7}} = 0.00052915 \text{ mol/L} = 0.00052915 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 183.68 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 0.09719 \text{ g/L} = 97.19 \text{ mg/L}$$

b) En este caso deberemos tener en cuenta que en la disolución previa ya hay una concentración 0.2 M de aniones sulfato:



La solubilidad será, por tanto:

$$2.8 \cdot 10^{-7} = S \cdot 0.2$$

$$S = 0.0000014 \text{ mol/L} = 0.0000014 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 183.68 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$= 0.00026 \text{ g/L} = 0.26 \text{ mg/L}$$

Disolución de precipitados

Ya sabemos que si vertemos una sal sobre una disolución saturada de la misma, se establecerá un equilibrio (dinámico) entre la fase sólida y la líquida. Por tanto, cualquier modificación hará que el equilibrio se desplace para compensar dicha modificación.

Supongamos que a un equilibrio como el anterior añadimos una especie química que reacciona con uno de los productos para dar un [ión complejo](#), el equilibrio se desplazará hacia la derecha disolviéndose más precipitado. Esto es lo que ocurre cuando añadimos amoníaco a una disolución saturada de cloruro de plata en equilibrio con el precipitado:

Reacciones de precipitación

| | | | | |
|-------------------------------|---|-------------------------------|-------------------------------|----------------------------|
| En agua destilada | $\text{AgCl(s)} \rightleftharpoons \text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$ | | | $K_s = 1.7 \cdot 10^{-10}$ |
| | | $1.30 \cdot 10^{-5} \text{M}$ | $1.30 \cdot 10^{-5} \text{M}$ | |
| | | | | |
| Al añadir amoníaco | $\text{Ag}^+ + 2 \text{NH}_3 \rightleftharpoons [\text{Ag} \cdot 2\text{NH}_3]^+$ | | | |

Autoevaluación



Lee el siguiente párrafo e intenta rellenar los espacios en blanco.

La mayor parte de las reacciones químicas alcanza un estado de químico que, lejos de constituir una situación estática, implica procesos en los que continuamente se transforman reactivos en productos (y viceversa) en un proceso de carácter aunque las concentraciones de reactivos y productos permanezcan .

Para escribir una ecuación química que representa un equilibrio lo haremos con una flecha entre los reactivos y los productos.

Una reacción es una reacción que se produce en ambos sentidos.

Todas las reacciones que se producen en un sistema finalmente alcanzan el equilibrio.

1.

2. Cuando una reacción química alcanza el equilibrio:

- a) La variación de energía libre de Gibbs resulta ser nula en el tiempo
- b) Las velocidades de las reacciones directa e inversa se anulan
- c) Las velocidades de las reacciones directa e inversa se igualan

3. En una reacción química en la que se ha alcanzado el equilibrio las



0.3 M 0.2 M 0.4 M 0.1 M

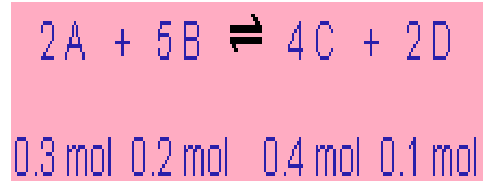
concentraciones de los respectivos productos y reactivos son las siguientes:

¿Cuál será el valor de K_c ?

- a) 0.01
- b) 0.04
- c) 0.89

Autoevaluación

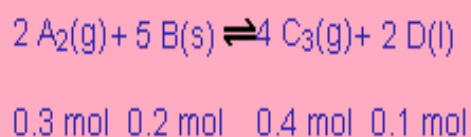
4. En una reacción química en la que se ha alcanzado el equilibrio los moles de los respectivos productos y reactivos son los siguientes:



Si el volumen del recipiente es de 436 mL, ¿cuál será el valor de K_c ?

- a) 3.86
- b) 4.23
- c) 7.45

5. En un recipiente cerrado de 5 L tenemos un equilibrio heterogéneo como el que se indica:



Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- a) Para calcular la constante deberemos tener en cuenta únicamente las especies gaseosas
- b) Para calcular la constante deberemos tener en cuenta únicamente las especies gaseosas y líquidas
- c) Para calcular la constante deberemos tener en cuenta todas las especies
- d) El valor de la constante K_p será de $3.1 \cdot 10^{-23}$

6.

Autoevaluación

Lee el siguiente párrafo y rellena con las palabras izquierda y derecha los huecos existentes.

Para los siguientes equilibrios al aumentar la presión:

1º) $2 \text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la

2º) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ se desplaza hacia la

3º) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la

4º) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la

Lee los siguientes párrafos y rellena los huecos

En una experiencia introducimos 4.44 mol de SO_2 , 7.93 mol de O_2 , y 4.03 mol de SO_3 en un frasco de reacción de 2.0 L que está a cierta temperatura. Calcula el cociente de la reacción, Q, para esta reacción:



NOTA:

- La respuesta debe darse en notación científica con la letra "E".
- Usa únicamente un decimal separado por un punto de las unidades: 3.4E-6.
- No uses espacios

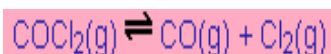
El cociente de la reacción es Q =

Si K_c para esta reacción a la temperatura de la experiencia es de $3.7 \cdot 10^3$, ¿hacia donde se desplazará la reacción?

La reacción se desplazará hacia la

7.

8. El COCl_2 gaseoso se disocia a una temperatura de 1000 K, según al siguiente reacción:



Cuando la presión del equilibrio es de 1 atm el porcentaje de disociación del COCl_2 es del 49.2%. Calcula el valor de K_p .

a) 0.32

b) 0.55

c) 0.75

d) 0.99

Autoevaluación

9. En un experimento se estudia la descomposición del fósgeno, COCl_2 , mezclando 0.69 atm de monóxido de carbono y 1.11 atm de Cl_2 en un frasco de reacción a 700 K. Después, el sistema alcanza el equilibrio y la presión



total resulta ser de 1.61 atm.

Podemos afirmar que la K_p es de 2.42

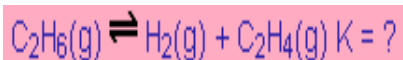
a) Verdadero

b) Falso

10. La constante de equilibrio (en determinadas condiciones de temperatura) de la siguiente reacción es $9.8 \cdot 10^{18}$.



¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio de la siguiente reacción en las mismas condiciones?



a) $-4.9 \cdot 10^{18}$

b) $1.9 \cdot 10^{19}$

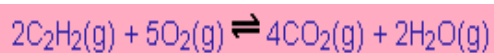
c) $9.8 \cdot 10^{-18}$

d) $1.0 \cdot 10^{-19}$

e) $-9.8 \cdot 10^{18}$

11. Tenemos la siguiente reacción:

Autoevaluación



Inicialmente hay 0.4 moles de C_2H_2 y 0.2 moles de O_2 en un frasco de 5 L.

Si dejamos que la reacción transcurra hasta el equilibrio, ¿cuál de las siguientes tablas indica correctamente el proceso?

a)

| Concentración | C_2H_2 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|---------------|------------------------|--------------|---------------|----------------------|
| Inicial | 0.08 | 0.04 | 0 | 0 |
| Cambio | -20x | -20x | +20x | +20x |
| Equilibrio | 0.08-20x | 0.04-20x | 20x | 20x |

b)

| Concentración | C_2H_2 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|---------------|------------------------|--------------|---------------|----------------------|
| Inicial | 0.4 | 0.2 | 0 | 0 |
| Cambio | -x | -x | +x | +x |
| Equilibrio | 0.4-x | 0.2-x | x | x |

c)

Autoevaluación

| Concentración | C_2H_2 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|---------------|----------|----------|--------|--------|
| Inicial | 0.4 | 0.2 | 0 | 0 |
| Cambio | -2x | -5x | +4x | +2x |
| Equilibrio | $0.4-2x$ | $0.2-5x$ | 4x | 2x |

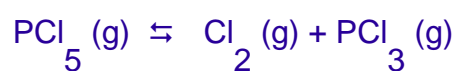
d)

| Concentración | C_2H_2 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|---------------|----------|---------|--------|--------|
| Inicial | 0.6 | 0.3 | 0 | 0 |
| Cambio | -x | -x | +x | +x |
| Equilibrio | $0.6-x$ | $0.3-x$ | x | x |

e)

| Concentración | C_2H_2 | O_2 | CO_2 | H_2O |
|---------------|-----------|-----------|--------|--------|
| Inicial | 0.08 | 0.04 | 0 | 0 |
| Cambio | -2x | -5x | +4x | +2x |
| Equilibrio | $0.08-2x$ | $0.04-5x$ | 4x | 2x |

12. Cuando se calienta el pentacloruro de fósforo se disocia según:



A 250°C, la constante K_p es igual a 1.79. Un recipiente de 1.00 dm^3 , que

Autoevaluación

contiene inicialmente 0.01 mol de PCl_5 , se calienta hasta 250°C . Una vez alcanzado el equilibrio:

Datos: $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas es del 49%.

Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio son:

a) $[\text{Cl}_2] = 0.0083 \text{ mol/L}$

b) $[\text{PCl}_3] = 0.0083 \text{ mol/L}$

c) $[\text{PCl}_5] = 0.0017 \text{ mol/L}$

13. El N_2O_4 gas se descompone parcialmente a 45°C para dar NO_2 gas. En un recipiente vacío, de un litro de capacidad, a 45°C se introducen 0.1 moles de N_2O_4 alcanzándose en el equilibrio una presión de 3.18 atmósferas.

DATO: $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

a) Las constantes de equilibrio en función de las presiones y de las concentraciones son $K_p = 0.644$ y $K_c = 0.025$.

b) El grado de disociación del N_2O_4 es de 0.22

c) Las constantes de equilibrio en función de las presiones y de las concentraciones son $K_p = 0.652$ y $K_c = 0.029$

d) El grado de disociación del N_2O_4 es de 0.54

14. Se introducen 2 moles de COBr_2 en un recipiente de 2 L y se calienta hasta 73°C . El valor de la constante K_c , a esa temperatura, para el equilibrio $\text{COBr}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$ es 0.09. En dichas condiciones:

DATO: $R = 0.082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Autoevaluación

a) El número de moles de las tres sustancias en el equilibrio es de 1.484; 0.517 y 0.517

b) La presión total del sistema es de 35.22 atm

c) El valor de la constante K_p es de 2.55

15. En un recipiente de 0.4 L se introduce 1 mol de N_2 y 3 mol de H_2 a la temperatura de 780 K. Cuando se establece el equilibrio para la reacción $N_2 + 3 H_2 \rightleftharpoons 2 NH_3$, se tiene una mezcla con un 28 % en mol de NH_3 :

a) La presión final del sistema es de 499 atm

b) La presión final del sistema es de 4199 atm

c) La presión final del sistema es de 1499 atm

16. Se introducen 0.1 moles de $SbCl_5$ en un recipiente de 1 litro, se calientan a $182^\circ C$ y se produce su disociación: $SbCl_5(g) \rightleftharpoons SbCl_3(g) + Cl_2(g)$, quedando cuando se alcanza el equilibrio 0.087 moles de $SbCl_5$:

a) La constante de equilibrio K_c es de 7.23

b) La constante de equilibrio K_c es de $1.94 \cdot 10^{-3}$

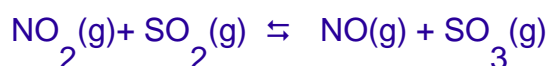
c) Si se aumenta el volumen de 1 a 3 litros, manteniendo la temperatura constante, las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio serán 0.0262 M y 0.0071 M, respectivamente

d) Si se aumenta el volumen de 1 a 3 litros, manteniendo la temperatura constante, las concentraciones de los productos en el equilibrio serán 0.016 y 0.07

e) La presión total de la mezcla en las condiciones finales cuando se aumenta el volumen a 3 L será de 1.51 atm

f) La presión total de la mezcla en las condiciones finales cuando se aumenta el volumen a 3 L será de 3.5 atm

17. En un reactor de 1L, a temperatura constante, se establece el equilibrio:



Autoevaluación

siendo las concentraciones molares en el equilibrio: $[\text{NO}_2]=0.2$, $[\text{SO}_2]=0.6$, $[\text{NO}]=4.0$ y $[\text{SO}_3]=1.2$.

- a) El valor de la K_c a esa temperatura es de $7 \cdot 10^{-4}$
- b) Si se añaden 0.4 moles de NO_2 , la nueva concentración de reactivos y productos cuando se restablezca de nuevo el equilibrio será de 0.39, 0.39, 4.21 y 1.41
- c) Si se añaden 0.4 moles de NO_2 , la nueva concentración de reactivos y productos cuando se restablezca de nuevo el equilibrio será de 1.39, 1.39, 4.21 y 1.41

18. La reacción $2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ no es espontánea a 25 °C.

Indica, señalando las opciones, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

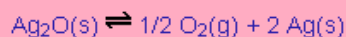
- a) La variación de entropía es positiva porque aumenta el número de moles gaseosos
- b) Se cumple que $K_p / K_c = RT$
- c) Si se duplica la presión de H_2 , a temperatura constante, el valor de K_p aumenta
- d) La reacción es endotérmica a 25 °C

19.

Autoevaluación

Lee el siguiente párrafo y rellena los espacios en blanco

Deduce cómo debe ser la presión parcial del oxígeno para que el óxido de plata comience a descomponerse a 25 °C.



Datos: $\Delta G^\circ_f(\text{Ag}_2\text{O}) = -11.21 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_f(\text{Ag}_2\text{O}) = -31.1 \text{ kJ/mol}$

La constante K_p de equilibrio de esta reacción será de

Para que haya descomposición, la presión parcial de oxígeno debe mantenerse por debajo de atm

Si la composición de oxígeno en el aire es del 21%, la temperatura a la cual comenzará a descomponerse el óxido de plata al aire libre ($P = 1 \text{ atm}$) será (usa un decimal): °C

20. En un matraz de 5 litros se introduce CaCO_3 y se calienta a 727 °C, estableciéndose el equilibrio:



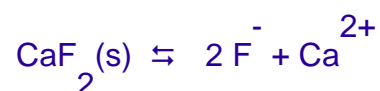
Datos: $K_c = 4 \cdot 10^{-2}$ a 727 °C. Masas atómicas: C=12; O=16; Ca=40

- a) Se obtienen 10.0 g de CaO
- b) Se obtienen 11.2 g de CaO
- c) El valor de K_p es de 3.28
- d) Si introducimos en este recipiente 80 g de CaCO_3 , en el equilibrio quedarán 60 g

21. Una disolución saturada de tetraoxofosfato (V) de plata, contiene $3.4 \cdot 10^{-5}$ moles por litro de ion fosfato. ¿Cuál será el producto de solubilidad de dicha sal?

- a) $3.61 \cdot 10^{-18}$
- b) $9.61 \cdot 10^{-17}$
- c) $3.61 \cdot 10^{-17}$
- d) $3.61 \cdot 10^{-27}$

22. Considera el siguiente equilibrio:



Indica qué afirmaciones son verdaderas:

- a) Si se añaden 1.5 g de fluoruro de sodio (soluble), precipitará CaF_2
- b) Si se añaden 5 ml de agua, se disolverá algo de CaF_2
- c) Si se añaden 1.5 g de fluoruro de calcio no se disolverá

23. La solubilidad del PbF_2 en una disolución 0.25 M de nitrato de plomo(II) es:

Dato: $K_s(\text{PbF}_2) = 4 \cdot 10^{-8}$

- a) 0.009 M
- b) $8 \cdot 10^{-5}$ M
- c) 0.0002 M

24. Cuando se mezclan 10 ml de BaCl_2 0.1 M con 40 ml de Na_2SO_4 0.1 M, precipita sulfato de bario.

El $K_s(\text{BaSO}_4) = 1.1 \cdot 10^{-10}$, indica si es verdadera o falsa la siguiente afirmación:

Después de precipitar el sulfato de bario, las concentraciones de los iones presentes en la disolución serán: $[\text{Ba}^{2+}] = 18.3 \cdot 10^{-10}$ M; $[\text{Na}^+] = 0.16$ M; $[\text{SO}_4^{2-}] = 0.06$ M; $[\text{Cl}^-] = 0.04$ M

- a) Verdadero
- b) Falso**

Soluciones de la autoevaluación

1.-

Lee el siguiente párrafo e intenta rellenar los espacios en blanco.

La mayor parte de las reacciones químicas alcanza un estado de **equilibrio** químico que, lejos de constituir una situación estática, implica procesos en los que continuamente se transforman reactivos en productos (y viceversa) en un proceso de carácter **dinámico** aunque las concentraciones de reactivos y productos permanezcan **constantes**.

Para escribir una ecuación química que representa un equilibrio lo haremos con una **doble** flecha entre los reactivos y los productos.

Una reacción **reversible** es una reacción que se produce en ambos sentidos.

Todas las reacciones que se producen en un sistema **cerrado** finalmente alcanzan el equilibrio.

2. (a y c)

3. c)

4. (a)

5. (a y c)

6.

Lee el siguiente párrafo y rellena con las palabras izquierda y derecha los huecos existentes.

Para los siguientes equilibrios al aumentar la presión:

1º) $2 \text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{NO}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la **izquierda**

2º) $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ se desplaza hacia la **derecha**

3º) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la **izquierda**

4º) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$ se desplaza hacia la **izquierda**

7.

El cociente de la reacción es $Q =$ **2.1E-1**

Si K_c para esta reacción a la temperatura de la experiencia es de $3.7 \cdot 10^3$, ¿hacia donde se desplazará la reacción?

La reacción se desplazará hacia la **derecha**

8. a)

9. a)

10. d)

11. e)

12. b)

13. a) y b)

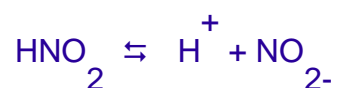
| Autoevaluación | | | | |
|---|--------|-----------------|--------|-------------|
| 14. a), b) y c) | 15. a) | 16. b),c) y e) | 17. b) | 18. a) y c) |
| <p>19.</p> <p>Lee el siguiente párrafo y rellena los espacios en blanco</p> <p>Deduce cómo debe ser la presión parcial del oxígeno para que el óxido de plata comience a descomponerse a 25 °C.</p> $\text{Ag}_2\text{O(s)} \rightleftharpoons 1/2 \text{O}_2\text{(g)} + 2 \text{Ag(s)}$ <p>Datos: $\Delta G^\circ_{\text{f(Ag}_2\text{O)}} = -11.21 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H^\circ_{\text{f(Ag}_2\text{O)}} = -31.1 \text{ kJ/mol}$</p> <p>La constante Kp de equilibrio de esta reacción será de 1.1E-2</p> <p>Para que haya descomposición, la presión parcial de oxígeno debe mantenerse por debajo de 1.2E-4 atm</p> <p>Si la composición de oxígeno en el aire es del 21%, la temperatura a la cual comenzará a descomponerse el óxido de plata al aire libre (P = 1 atm) será (usa un decimal): 62.6 °C</p> | | | | |
| 20. b), c) y d) | 21. c) | 22. a), b) y c) | 23. c) | 24. a) |

Comprueba lo que sabes

1. Se preparan 100 mL de disolución acuosa de HNO_2 que contiene 1.2 g de este ácido.

DATOS: $K_a(\text{HNO}_2) = 5 \cdot 10^{-4}$ M; $\text{Ar}(\text{N}) = 14$; $\text{Ar}(\text{O}) = 16$; $\text{Ar}(\text{H}) = 1$.

NOTA: El equilibrio que debes considerar es:



Y también que el pH se define como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de H^+ ($\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$)

- a) El grado de disociación del ácido nitroso es del 7.23%
- b) El grado de disociación del ácido nitroso es del 17.09%
- c) El grado de disociación del ácido nitroso es del 27.01%
- d) El grado de disociación del ácido nitroso es del 4.43%

El pH de la disolución será:

- a) 8.09
- b) 1.95
- c) 2.32
- d) 3.21

2. En un matraz de 1 L de capacidad se colocan 6 g de PCl_5 sólido. Se hace el vacío, se cierra el matraz y se calienta a 250 °C. El PCl_5 pasa al estado vapor y se disocia en parte en PCl_3 y Cl_2 . La presión de equilibrio es 2.078 atm.

DATOS: $\text{Ar}(\text{Cl}) = 35,5$; $\text{Ar}(\text{P}) = 31$; $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

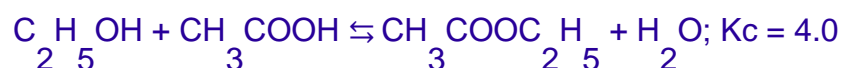
- a) El grado de disociación del PCl_5 será del 23.5% a dicha temperatura

- b) El grado de disociación del PCl_5 será del 68.4% a dicha temperatura
- c) El grado de disociación del PCl_5 será del 78.4% a dicha temperatura
- d) El grado de disociación del PCl_5 será del 8.4% a dicha temperatura

En el ejercicio anterior el valor de la constante K_p es:

- a) 1.82
- b) 1.99
- c) 5.67

3. En la siguiente reacción:



Si se hace reaccionar una mezcla de 46 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, 60 g de CH_3COOH , 176 g de $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ y 90 g de H_2O .

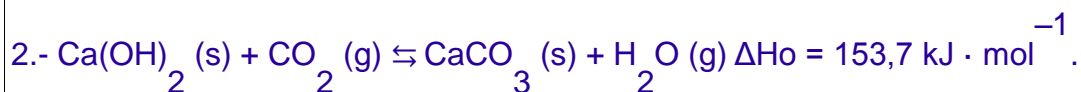
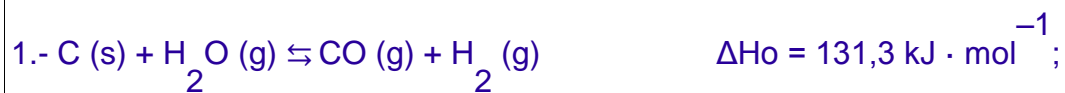
DATOS: $\text{Ar}(\text{C}) = 12$; $\text{Ar}(\text{O}) = 16$; $\text{Ar}(\text{H}) = 1$.

- a) Si calculamos el cociente de la reacción, vemos que comenzará a transcurrir hacia la derecha
- b) Si calculamos el cociente de la reacción, vemos que comenzará a transcurrir hacia la izquierda

En el equilibrio habrá:

- a) 60.0 g de CH_3COOH
- b) 82.2 g de CH_3COOH
- c) 42.2 g de CH_3COOH

4. Dadas las siguientes reacciones:



a) Una disminución del volumen en la reacción 1 produce un desplazamiento hacia la izquierda. Un aumento de la presión en la reacción 2 no produce ningún desplazamiento. Un aumento de la temperatura en la reacción 2 produce un desplazamiento hacia la derecha.

b) Una disminución del volumen en la reacción 1 produce un desplazamiento hacia la izquierda. Un aumento de la presión en la reacción 2 no produce ningún desplazamiento. Un aumento de la temperatura en la reacción 2 produce un desplazamiento hacia la izquierda.

c) Una disminución del volumen en la reacción 1 produce un desplazamiento hacia la izquierda. Un aumento de la presión en la reacción 2 produce un desplazamiento hacia la derecha. Un aumento de la temperatura en la reacción 2 produce un desplazamiento hacia la derecha.

5. Si la solubilidad en agua destilada del yoduro de plomo (II) es de $1.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$:

a) Su producto de solubilidad será de $7 \cdot 10^{-32}$

b) Su producto de solubilidad será de $2.7 \cdot 10^{-32}$

c) Su producto de solubilidad será de $7 \cdot 10^{-31}$

d) Su producto de solubilidad será de $6.91 \cdot 10^{-9}$

6. Sabiendo que la K_s del difluoruro de plomo es de $4 \cdot 10^{-8}$, deducimos que su solubilidad en una disolución 0.2 M de nitrato de plomo(II) es de:

a) $2.23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

b) $2.23 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$

c) $5.23 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$

d) $9.23 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

| Soluciones de “Comprueba lo que sabes” | | | | | |
|--|-----------|-----------|-------|-------|-------|
| 1. a); a) | 2. a); a) | 3. a); a) | 4. a) | 5. a) | 6. a) |
| | | | | | |