

Ya has visto que todos los sistemas alcanzan un estado de equilibrio químico, caracterizado porque su composición y otras propiedades que dependen de ella son constantes. Ese estado se alcanza con un grado de reacción prácticamente nulo, bajo, intermedio, alto o prácticamente total, dependiendo de la tendencia que los reactivos tengan a transformarse en productos.

También sabes que el estado de equilibrio se alcanza para cualquier composición inicial de partida. Has experimentado con la reacción de síntesis del HI utilizando un simulador, y has visto que se llega a situaciones de equilibrio diferentes, pero que tienen en común que su relación según la ley de acción de masas es la constante de equilibrio.

En este tema vas a plantearte en primer lugar si **dada una mezcla inicial de reactivos y productos, se encuentra en equilibrio o no**, y, en caso de que no lo esté, **cómo evolucionará hasta alcanzarlo**.

Después analizarás lo que debes hacer para **modificar la situación de equilibrio** de la forma que te interese, de manera que el grado de reacción aumente o disminuya. Con ese fin verás cómo influye la temperatura, la cantidad de sustancia de reactivos y productos y el volumen del recipiente (es decir, las concentraciones y las presiones).

Por último, aplicarás esos métodos de trabajo a una de las reacciones más importantes y estudiadas: la síntesis de amoníaco por el método de Haber-Bosch, en la que tendrás en cuenta el efecto de los catalizadores, aspectos de ingeniería de materiales y factores económicos. También verás algunos ejemplos de aplicación del equilibrio químico a temas de salud y medioambientales.

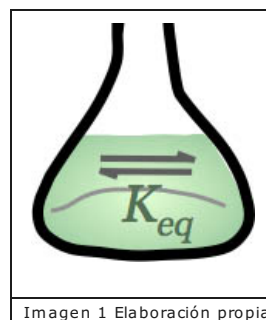


Imagen 1 Elaboración propia

1. Cociente de reacción y estado de equilibrio

Ya has visto que el estado de equilibrio se alcanza partiendo de composiciones iniciales diferentes, y que se establecen estados de equilibrio distintos, pero que tienen en común la relación de concentraciones según la ley de acción de masas: la constante de equilibrio (¡recuerda el trabajo que has hecho con simuladores en el tema anterior!).

Precisamente el conocimiento de la constante de equilibrio de una reacción te va a permitir decidir si un sistema está en equilibrio o no, y el sentido en que evoluciona el sistema para alcanzar el equilibrio, para unas concentraciones dadas de las sustancias que intervienen.

Con ese fin vas a utilizar el **cociente de reacción Q**, que se calcula utilizando la misma expresión de la constante de equilibrio pero con una composición del sistema que puede ser o no de equilibrio.

- Si la composición es tal que $Q_c = K_c$ es que el sistema está en equilibrio, y si son diferentes el sistema va a evolucionar hasta alcanzarlo.
- En el caso de que Q_c sea menor que K_c , Q_c debe aumentar hasta igualarse a K_c . ¿Cómo lo hace? Evolucionando el sistema hacia la derecha, con lo que aumenta la concentración de productos, disminuye la de reactivos y aumenta Q_c .
- Si por el contrario, Q_c es mayor que K_c , el sistema evoluciona hacia la izquierda para alcanzar el estado de equilibrio.

El mismo razonamiento es válido si la comparación se establece entre Q_p y K_p .



Imagen 2 Elaboración propia

Importante

Cociente de reacción y estado de equilibrio

La relación de concentraciones de productos y reactivos, análoga a la constante de equilibrio pero en cualquier situación, no necesariamente de equilibrio, se llama **cociente de reacción, Q**.

- Si $Q=K$ el sistema no evoluciona, porque está en equilibrio.
- Si $Q<K$ el sistema evoluciona hacia la derecha para alcanzar el equilibrio.
- Si $Q>K$ el sistema evoluciona hacia la izquierda para alcanzar el equilibrio.

Ejercicio resuelto

A una temperatura dada, la constante de equilibrio en la síntesis del HI es 2. Si mezclas en un recipiente de 5 litros 2 moles de H_2 , 4 de I_2 y 6 de HI, demuestra que el sistema no está en equilibrio y predice cómo evolucionará para llegar a estarlo.

Mostrar retroalimentación

El simulador anterior te va a permitir comprobar cómo evoluciona un sistema hacia el equilibrio a partir de una determinada composición inicial. Puedes elegir entre once sistemas, escribir las cantidades de sustancia iniciales, el volumen y la constante de equilibrio. El avance de la reacción es el cambio de cantidad de sustancia producido para ver cómo evoluciona el sistema al comparar Q con K . Debes ir cambiando ese parámetro, aproximando su valor hasta que Q coincida con K : entonces el simulador ya indica que la situación es de equilibrio.

Reflexiona

Vas a utilizar el simulador para resolver una situación concreta en la disociación del N_2O_4 en NO_2 . Cuando mezclas 1,5 mol de N_2O_4 con 0,75 mol de NO_2 en un recipiente de 5 litros, siendo $K_c = 0,02$, ¿hacia dónde evoluciona el sistema para alcanzar el equilibrio? ¿Cuál es la composición de equilibrio? Fíjate en que no es necesario que resuelvas numéricamente el problema, porque el simulador te facilita la solución.

Pulse aquí

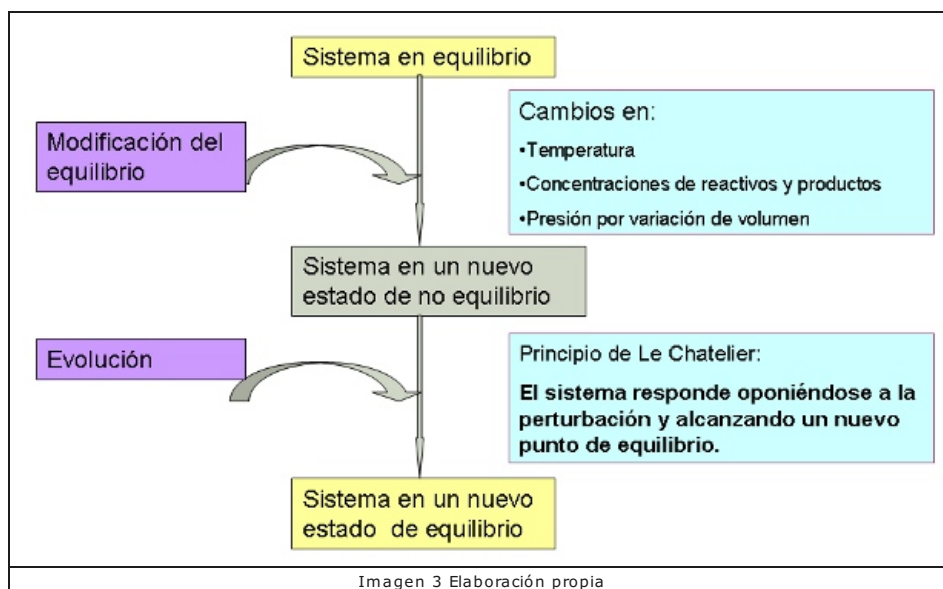
2. Alterando el estado de equilibrio



Una vez que un sistema ha alcanzado el estado de equilibrio ($Q = K$), su composición ya no cambia mientras no haya acciones externas. Se comprueba experimentalmente que hay diferentes formas de alterar la situación de equilibrio de un sistema mediante acciones externas: añadiendo o quitando sustancias que intervienen en el equilibrio, cambiando el volumen del recipiente que contiene al sistema y calentando o enfriando.

Naturalmente, el sistema deja de estar en equilibrio ($Q \neq K$), por lo que debe evolucionar para alcanzar un nuevo estado de equilibrio. ¿Cómo lo hace para llegar a esa situación?

La primera explicación la dió **Le Chatelier** en 1884, atendiendo a **observaciones puramente experimentales** que no tenían ninguna justificación teórica, pero que permitían hacer predicciones correctas. Actualmente se sigue utilizando el principio de Le Chatelier, pero, como vas a ver, no es la única forma de explicar lo que sucede, y, además, las predicciones que hace en algunos casos son incorrectas.



De una forma simplificada, se puede decir que:

Cuando sobre un sistema en equilibrio se realiza una acción externa que lo perturba rompiendo el estado de equilibrio, el sistema evoluciona para alcanzar un nuevo estado de equilibrio, oponiéndose a la acción externa para que la perturbación sea menor de la esperada.

Es decir, si hay n moles de una sustancia A que está en equilibrio y se añaden x moles, se rompe el estado de equilibrio y se alcanza uno nuevo, en el que de la sustancia A hay una cantidad menor de $n+x$, que era la cantidad esperada: se reduce el efecto de la perturbación exterior.

Para explicar situaciones concretas, podrás hacer uso del principio de Le Chatelier, o bien compararás el cociente de reacción con la constante de equilibrio.

2.1 Cambios de temperatura



La temperatura es el único factor que hace variar el valor de la constante de equilibrio: el estado de equilibrio se rompe al calentar o enfriar no porque cambie el cociente de reacción, sino porque lo hace la constante de equilibrio.

¿Cómo se modifica la constante de equilibrio al cambiar la temperatura? Fíjate en la tabla de datos siguiente.

Reacción	ΔH^0	T / K	Kc
$H_2(g) + Cl_2(g) \leftrightarrow 2 HCl(g)$	< 0 ; exotérmica	300	$4,0 \cdot 10^{31}$
		500	$4,0 \cdot 10^{18}$
		1 000	$5,1 \cdot 10^8$
$H_2(g) + I_2(g) \leftrightarrow 2 HI(g)$	< 0 ; exotérmica	298	794
		500	160
		700	54
$Cl_2(g) \leftrightarrow 2 Cl(g)$	> 0 ; endotérmica	1 000	$1,2 \cdot 10^{-7}$
		1 200	$1,7 \cdot 10^{-5}$
$I_2(g) \leftrightarrow 2 I(g)$	> 0 ; endotérmica	800	$3,1 \cdot 10^{-5}$
		1 000	$3,1 \cdot 10^{-3}$

Observa que al aumentar la temperatura la constante de equilibrio aumenta si la reacción es endotérmica y disminuye si es exotérmica. Al calentar, una parte del calor comunicado no sirve para aumentar la temperatura, sino que se invierte en aumentar la energía química, produciéndose la reacción en el sentido endotérmico. De esta forma, el sistema evoluciona oponiéndose a la acción externa, y el aumento de temperatura es menor del esperado.

Fíjate en que en este caso se rompe la igualdad entre Q y K porque varía K, mientras que en el caso de la cantidad de sustancia y del volumen se debía a que variaba Q.

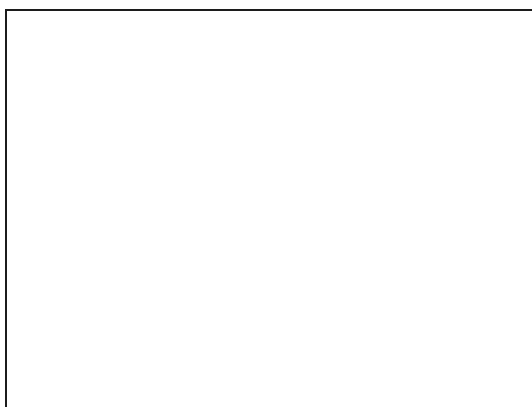
El efecto de los catalizadores

Los catalizadores cambian las energías de activación directa e inversa, pero no cambian la energía libre de Gibbs de reacción (recuerda que es una función de estado) y, por tanto, **tampoco cambian la constante de equilibrio**. Puesto que tampoco alteran el cociente de reacción, no influyen en la condición de equilibrio y no tienen ningún efecto sobre el equilibrio. Lo único que pueden provocar es que el equilibrio se alcance antes.

Ejercicio resuelto

Ahora vas a analizar la disociación del N_2O_4 en NO_2 . En el vídeo puedes observar lo que sucede cuando se calienta una mezcla de ambos gases en equilibrio. Ten en cuenta que para producirse la reacción se debe romper el enlace entre los átomos de nitrógeno, con lo que el proceso es endotérmico, y que los gases NO_2 y N_2O_4 son rojizo e incoloro, respectivamente.

- Escribe el equilibrio de disociación del N_2O_4 .
- Cuando se calienta y cuando se enfría, ¿la mezcla se aclara o se oscurece?
- ¿En qué sentido evoluciona el sistema al calentar?
- Deduces el carácter térmico del proceso a partir de estos datos.



Vídeo 2 [Nuclearrabbit](#), Uso libre

Mostrar retroalimentación

Importante

Temperatura y equilibrio

Al aumentar la temperatura, el sistema evoluciona en el sentido endotérmico, y al disminuirla en el exotérmico.

La ecuación de Van 't Hoff

La relación entre variación de temperatura y carácter térmico la estableció Van 't Hoff y se expresa cómo:

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left[\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right]$$

Fíjate en que si sabes el valor de la constante K_1 a una temperatura T_1 , puedes determinar el valor de K_2 a T_2 . Si el proceso es endotérmico ($\Delta H^0 > 0$), si T_2 es mayor que T_1 la diferencia entre corchetes es positiva y el segundo miembro de la igualdad también, por lo que el logaritmo neperiano es mayor que 0 y K_2 es mayor que K_1 : la constante aumenta y el sistema evoluciona hacia la derecha al calentar, en el sentido endotérmico.

Comprueba lo aprendido

Observa el vídeo siguiente, en el que se pone de manifiesto la influencia de la temperatura sobre el equilibrio entre dos iones complejos que tienen un color que permite diferenciarlos: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, de color rojo, y $[\text{CoCl}_4]^{2-}$, de color azul.



Fíjate en cómo cambia la situación al calentar y al enfriar. Con esos datos, deduce el carácter térmico del equilibrio tal como está escrito.



Vídeo 3 [FisQuiWeb](#), Uso educativo

- Endotérmico.
- Exotérmico.
- Puede ser endotérmico o exotérmico.
- Ni endotérmico ni exotérmico.

2.2 Cambios en las cantidades de sustancia



También se puede alterar el equilibrio variando la cantidad de sustancia de una o más de las sustancias que intervienen en el equilibrio. Se puede añadir o eliminar tanto reactivos como productos, con lo que **su concentración varía**. Como la temperatura no cambia, la constante de equilibrio tampoco se modifica.

¿Cómo se justifica la evolución del sistema?

Al cambiar la concentración de alguna de las sustancias, se modifica el cociente de reacción Q , con lo que el sistema ya no está en equilibrio: si se ha añadido reactivos o eliminado productos, Q ha disminuido y es menor que K , por lo que debe aumentar, evolucionando el sistema hacia la derecha. Esto es lo que se hace habitualmente: añadir continuamente reactivos y eliminar los productos para desplazar el equilibrio en el sentido de aumentar el grado de reacción.

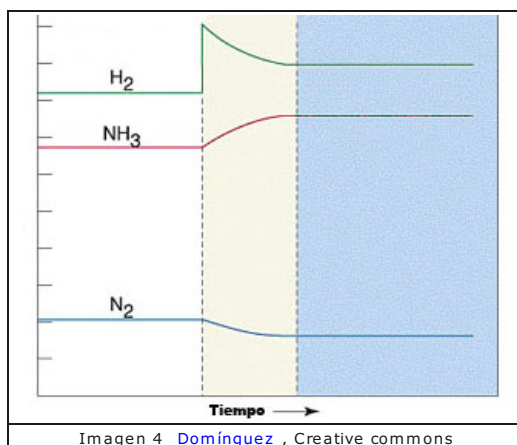
A la misma conclusión se llega utilizando el principio de Le Chatelier: **si se añade una sustancia, el sistema evoluciona para consumirla en parte**, de forma que en el nuevo estado de equilibrio hay más que antes de añadirla, pero menos de lo que cabía esperar (reducción del efecto externo).

Un sistema $A(g) \leftrightarrow B(g) + C(g)$ se encuentra en equilibrio en un recipiente de un litro cuando las concentraciones respectivas son 2, 7 y 8 moles/L. Si se introduce en el recipiente un mol de A, determina la composición en el nuevo estado de equilibrio.

Mostrar retroalimentación

En la gráfica se muestra la evolución de las concentraciones frente al tiempo en la síntesis del amoníaco. Fíjate en las situaciones de equilibrio inicial y final. ¿Qué sucede para que se rompa el equilibrio y cómo se restablece?

Pulse aquí



¿Recuerdas la historia inicial? Ahora podrás justificar por qué se descompone el complejo hemoglobina-oxígeno cuando llega la sangre a las células. Utiliza el principio de Le Chatelier.

Pulse aquí

2.3 Cambios de presión por variación de volumen



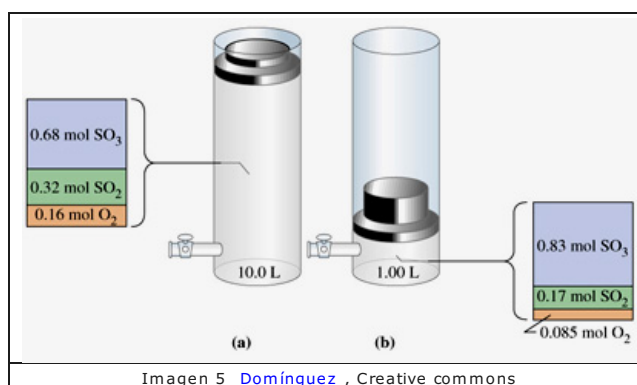
Las variaciones de presión no influyen en las situaciones de equilibrio cuando intervienen sólidos y líquidos, dada su baja compresibilidad, pero resultan muy importantes si hay gases.

¿Cómo puede variar la presión que produce una mezcla de gases que está en equilibrio? Se puede modificar la cantidad de sustancia de alguno de los gases, pero ese factor lo acabas de ver. También se puede calentar o enfriar, pero la influencia de la temperatura ya la has visto.

La otra posibilidad es variar el volumen del recipiente: si disminuye, aumenta la presión parcial de todos los gases, así como la presión total. Fíjate en que de esa forma también aumentan las concentraciones respectivas. Ya has visto la relación entre presión y concentración ($P = [RT]$).

Ante una disminución de volumen, que produce un aumento de presión total, los sistemas evolucionan en el sentido en que la presión disminuya un poco, de acuerdo con el principio de Le Chatelier. Esto sucede cuando disminuye la cantidad de sustancia de gas, por lo que el sistema evoluciona en el sentido en que la cantidad de sustancia estequiométrica es menor.

Fíjate en la imagen, en la que se muestra la respuesta del sistema en equilibrio (a) $2 SO_3 \leftrightarrow 2 SO_2 + O_2$ ante una disminución de volumen de 10 L hasta 1 L. Verás que en el nuevo estado de equilibrio (b) la cantidad de sustancia de SO_3 es mayor, siendo menores las de SO_2 y O_2 : el sistema ha evolucionado hacia la izquierda, ya que de esa forma por cada tres



moles que reaccionan se forman solamente dos, y la presión disminuye.

Reflexiona

Ahora vas a analizar la compresión y expansión de la mezcla en equilibrio $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$. Ten en cuenta que el N_2O_4 es un gas incoloro y que el NO_2 es un gas rojizo.

- Justifica lo que observas en el vídeo al comprimir la mezcla. Utiliza también lo que ves en la simulación al comprimir o expandir.
- Si quieres que el grado de disociación sea pequeño ¿debes mantener la mezcla a presiones bajas o altas?

Vídeo 1 Capiwalter , Uso libre	Simulación 2 Proyecto TIGER , Uso educativo

Pulse aquí

Importante

El efecto de la presión

Depende del valor de Δn del sistema en equilibrio: si $\Delta n=0$, el sistema no evoluciona antes cambios de presión, y se desplaza hacia donde n aumenta si la presión disminuye, y hacia donde n disminuye si la presión aumenta.

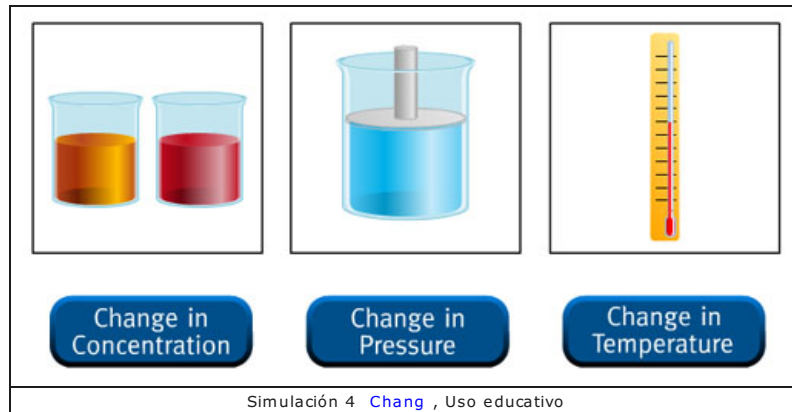
Comprueba lo aprendido

Al buscar datos sobre una reacción, encuentras que los valores de K_c y K_p son iguales a una temperatura dada. Por tanto:

- El proceso es exotérmico.
- Hay un catalizador en la mezcla reactiva.
- Al comprimir el sistema no varía el grado de reacción.
- La temperatura de trabajo es baja.

En la simulación siguiente puedes ver el efecto de los tres factores en casos sencillos. La simulación está en inglés (sencillo, aunque es posible que tengas que usar un diccionario para buscar algún término), y hace un visión a escala de partículas de cómo se alcanza el nuevo estado de equilibrio.

Elige cambiar la concentración, la presión o la temperatura. Observa cómo se modifican las cantidades de sustancia en el diagrama de barras que se muestra en cada caso y la evolución respectiva del número de partículas de cada tipo. Fíjate en que están implicadas sustancias de colores diferentes y se observan cambios de color que permiten saber hacia dónde evoluciona el sistema para volver a alcanzar el equilibrio.



Importante

Si aumenta (disminuye) la concentración de una sustancia	el sistema evoluciona en el sentido	en que se consume (s produce) esa sustancia
Si aumenta (disminuye) la presión del sistema		en que disminuye (aumenta) la cantidad de sustancia de
Si aumenta (disminuye) la temperatura		endotérmico (exotérmico)

Curiosidad

La aplicabilidad del principio de Le Chatelier

Para algunos autores de la segunda mitad del siglo XX, la universalidad del principio de Le Chatelier va más allá del campo estrictamente químico, y puede aplicarse a aspectos físicos, biológicos y también a campos de la economía y las relaciones humanas, es decir, a todos aquellos campos en los que se den situaciones de equilibrio.

Para saber más

Limitaciones del principio de Le Chatelier

Hay casos en los que la aplicación del principio de Le Chatelier lleva a conclusiones que no coinciden con lo que predice el cociente de reacción, que es lo que realmente sucede.

Fíjate en la reacción $A(g) \leftrightarrow B(g) + C(g)$. Se añade un gas X que no interviene en el equilibrio, de manera que el volumen y la temperatura son constantes. Por tanto, la presión total aumenta, pero las presiones parciales de los tres gases no cambian: hay la misma cantidad de sustancia en el mismo volumen y a la misma temperatura, con lo que el cociente de reacción no cambia y el sistema sigue en equilibrio.

Pero si se aplica el principio de Le Chatelier, como la presión total ha aumentado, el sistema evolucionará para disminuirla, hacia la izquierda, lo que no es cierto. En resumen: no hay acuerdo entre las dos predicciones.

Pero no te preocupes, porque solamente deberás interpretar situaciones en las que no se presenten dificultades de ese tipo.

Observa la siguiente tabla de datos, en la que se indican los valores de la constante de equilibrio a dos temperaturas diferentes para el sistema $A(g) \leftrightarrow B(g)$. ¿Qué puedes deducir de esos valores?

T / °C	K _p
400	1,5 · 10 ⁻⁴
600	2,1 · 10 ⁻⁶

- Que B tiene menos entalpía que A.
- Que el proceso es endotérmico.
- Que $\Delta n=0$.
- Que no hay catalizador a la temperatura mayor.

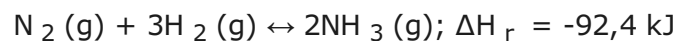
3. La síntesis del amoníaco



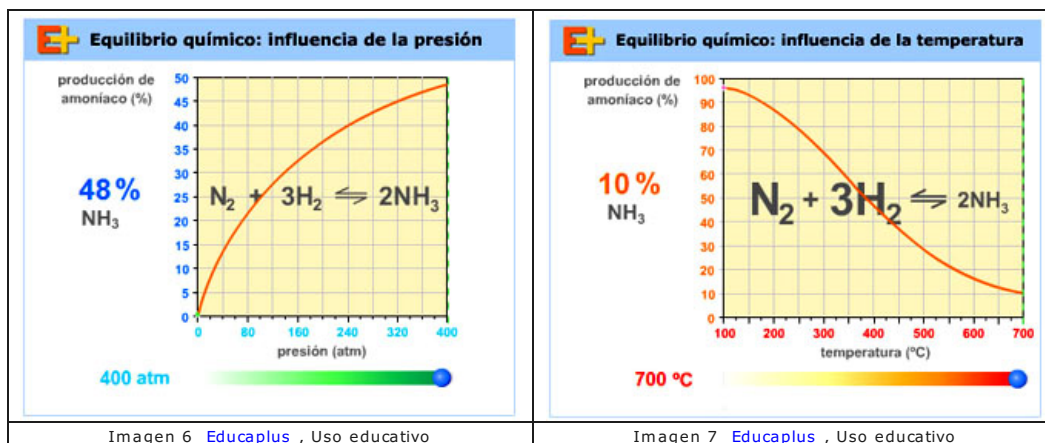
La síntesis del amoníaco es uno de los equilibrios más estudiados, y precisamente vas a aplicar lo que has aprendido hasta ahora con objeto de establecer las mejores condiciones para obtener esa sustancia.

A temperatura ambiente, el amoníaco es un gas incoloro de olor muy penetrante. Es muy soluble en agua, por lo que habitualmente se usa en disolución. Más del 80% del amoníaco que se produce industrialmente se utiliza en la fabricación de abonos (sales amónicas), y el resto tiene usos muy diversos, desde fabricación de explosivos a tintes, lacas o limpiadores amoniacales.

El NH_3 se obtiene por el método denominado proceso Haber-Bosch (por su puesta en marcha Fritz Haber y Carl Bosch recibieron el Premio Nobel de Química en los años 1918 y 1931), que consiste en la reacción directa entre el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos.



Observa las dos gráficas siguientes, en las que se muestra la variación del grado de conversión en amoníaco al variar la presión y al variar la temperatura. ¿Cuáles serán las condiciones más adecuadas partiendo de estos datos?



Pulse aquí

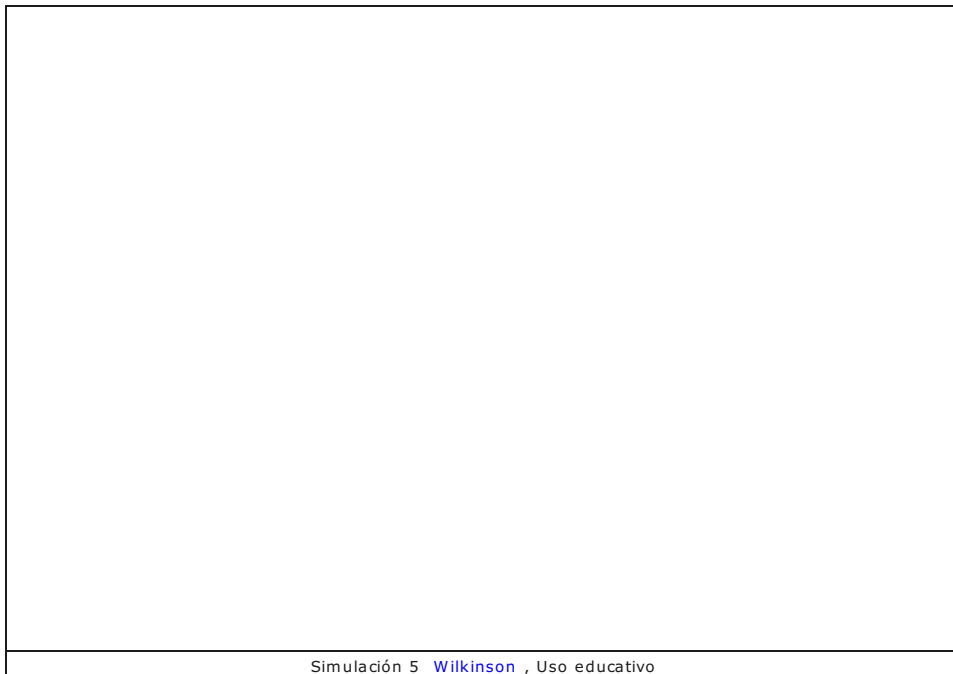
La síntesis de Haber-Bosch es una reacción lenta, puesto que tiene una energía de activación muy alta. Por esa razón, no conviene trabajar a temperaturas demasiado bajas, porque entonces la reacción es excesivamente lenta. Para conseguir que el equilibrio se alcance en un tiempo razonable, **la temperatura de trabajo es media, del orden de 450 °C**, y **se utiliza un catalizador** (Fe , K_2O , Al_2O_3) para disminuir la barrera de energía. En cuanto a **la presión, es alta, del orden de 500-600 atmósferas**.

Además, aprovechando la solubilidad del **amoniaco** en agua, **se va eliminando de la mezcla gaseosa** al disolverlo en una lluvia de agua pulverizada, con lo que el equilibrio se desplaza para producir más amoniaco.

Con estas condiciones se consigue un grado de conversión del 50% en un tiempo razonablemente corto: se ha conseguido optimizar el proceso y que la producción de amoniaco sea máxima en un tiempo determinado. Además, el nitrógeno y el hidrógeno que no se han convertido en amoniaco se reciclan, volviéndose a inyectar en el reactor.

Reflexiona

Utilizando el simulador siguiente, determina las condiciones más adecuadas para tener un grado de conversión lo más cercano posible al 50%. Fija la temperatura y la presión con las barras deslizadoras, inicia el proceso y descarga el reactor cuando se alcance el equilibrio: verás la producción total (el grado de conversión en amoniaco).



Pulse aquí

Comprueba lo aprendido

Cuando se sintetiza amoniaco a una determinada temperatura, se trabaja en primer lugar a 300 atm y después a 1000 atm. En un caso el grado de reacción es del 52% y en el otro del 71%, pero no se sabe cuál corresponde a qué presión. ¿Cuál es la afirmación correcta?

- No pueden ser datos ciertos, ya que, en este caso, el grado de reacción no depende de la presión.
- A 1000 atm el grado de reacción es del 71%.
- El grado de reacción del 30% se ha medido a 1000 atm.
- El grado de reacción del 71% se ha medido a 300 atm.

4. Medio ambiente, salud y equilibrio

La formación de NO en los motores

La formación de monóxido de nitrógeno a partir de sus elementos tiene lugar según la reacción



A temperatura ordinaria, el equilibrio está desplazado casi totalmente a la izquierda, ya que $K_c = 10^{-15}$. Pero al elevar la temperatura hasta los 2000 °C que se alcanzan en los motores de los automóviles, el equilibrio se desplaza a la derecha, al llegar K_c a valer 0,05. El NO formado contribuye a la formación de lluvia ácida, tras oxidarse y combinarse con el agua.

Para atajar el problema, se utilizan los convertidores catalíticos colocados en los tubos de escape. Como un catalizador es incapaz de desplazar un equilibrio en un sentido o en otro, lo que hace es catalizar la transformación de NO en N_2 por reacción con otro contaminante que también se forma en los motores, el CO, en una reacción en la que ambos desaparecen, transformándose en productos inertes:

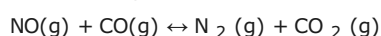
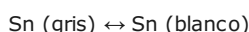


Imagen 8 [Tatanka](#), Creative commons

La peste del estaño

En algunos órganos de iglesias medievales europeas situados en países con temperaturas muy bajas, se observó que se formaba un polvo gris y que se destruían los tubos de estaño. Dice la leyenda que durante la campaña que Napoleón hizo en Rusia en 1812 los botones de los uniformes se descompusieron, provocando la exposición de sus soldados al intenso frío del invierno ruso.

¿Qué relación tiene la llamada **peste del estaño** con el equilibrio químico? Se explica porque el estaño tiene dos formas **alotrópicas**, el estaño blanco y el gris, que están en equilibrio



Por debajo de 13 °C es estable el Sn gris y por encima el blanco, es decir, el proceso anterior es endotérmico.

El Sn gris es frágil y de menor densidad, por lo que en la transformación de estaño blanco a gris hay un importante aumento del volumen, de alrededor del 25%, lo que hace que el metal se rompa.

Como sucede siempre, la velocidad de transformación de una forma en otra disminuye cuando desciende la temperatura. Sin embargo, una pequeña cantidad de polvo de estaño gris sobre la superficie del estaño blanco hace que la transformación hacia el estaño gris se acelere, y eso es lo que sucedía tanto en los tubos de los órganos como en los botones.

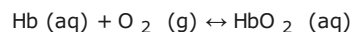
Las latas de conserva son envases metálicos, habitualmente de hojalata, que es una fina lámina de acero recubierta por una película de estaño que la protege de la oxidación. ¿Te imaginas qué le podría suceder a una lata de atún que se queda abierta en el frigorífico?



Imagen 9 [ISFTIC](#), Creative commons

El entrenamiento en altura

Seguro que has oído que un cambio repentino de altitud produce trastornos **fisiológicos**. La razón reside en que, como has visto en la historia inicial, la sustancia que transporta el oxígeno en la sangre es la oxihemoglobina que se produce al combinarse el oxígeno con la hemoglobina, proceso que puede representarse de forma simplificada por el equilibrio:



Cuando una persona se traslada a una zona de mayor altitud, la presión parcial del oxígeno en la atmósfera disminuye (a nivel del mar la presión parcial del O_2 es de 0,20 atm y en la cima de una montaña de 3 000 m es tan sólo de 0,14 atm).

Al producirse una disminución de la presión de oxígeno, también se produce un desplazamiento del equilibrio anterior hacia la formación de Hb, causando la hipoxia (deficiencia de la cantidad de oxígeno que llega a los tejidos del organismo). Si se le da el tiempo suficiente,

el organismo puede compensar el efecto produciendo más moléculas de hemoglobina, desplazando el equilibrio de forma gradual hacia la formación de oxihemoglobina. Este aumento se lleva a cabo lentamente y necesita varios días de adaptación.

Si a continuación se traslada a un lugar de menor altitud, el equilibrio se desplazará ahora hacia la formación de mayor cantidad de oxihemoglobina, con lo que aumentará la actividad celular y la resistencia al esfuerzo. Éste es el fundamento del entrenamiento en altura de deportistas que hacen esfuerzos muy largos, como los ciclistas por ejemplo.