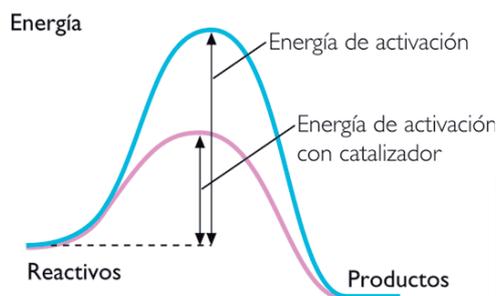


Tema 05

Cinética química



IES Padre Manjón
Diego Navarrete Martínez
Eduardo Eisman Molina

1.- Velocidad de las reacciones químicas.

1.1.- Finalidad de la cinética química.

- **La cinética química** estudia la rapidez con que tiene lugar el proceso de transformación de los reactivos en productos: puede ser rápida, lenta, o incluso puede no ocurrir nunca de modo apreciable.
- Las dos reacciones siguientes son termodinámicamente favorables por cumplir el criterio de espontaneidad, $\Delta G < 0$:



- La primera de ellas sucede de forma muy rápida y violenta,
- Mientras que la segunda no tiene lugar de forma apreciable a temperatura ambiente.
- La cinética química también estudia, no sólo la rapidez con que ocurren las reacciones:
- **Factores que afectan a ésta**, de gran interés, especialmente en la industria química.
- **Mecanismo de las reacciones**. En la mayoría de las reacciones sucede a través de etapas.

1.- Velocidad de las reacciones químicas.

1.2.- Velocidad de reacción. Representa la rapidez con que tiene lugar la transformación química de unas sustancias, los reactivos, en otras distintas, los productos.

- **Velocidad media de una reacción:**

- Se mide a partir de la disminución de la concentración de un reactivo o el aumento de la concentración de un producto en un intervalo de tiempo.

- **Supongamos la reacción teórica homogénea:**



- La velocidad de esta reacción puede expresarse en función de la disminución de las concentraciones de los reactivos A y B, o del aumento de las concentraciones de los productos C y D en un intervalo de tiempo. Y hay que tener en cuenta la relación de moles, es decir:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

- **Para que todas las variaciones citadas sean equivalentes:**

- Por cada a mol \cdot L⁻¹ de A que se consume, también desaparecen b mol \cdot L⁻¹ de B, mientras que se producen c mol \cdot L⁻¹ de C y d mol \cdot L⁻¹ de D.
- Como [A] y [B] disminuyen, sus variaciones son negativas, mientras que las variaciones de [C] y [D] son positivas. Hay que colocar el signo menos (-) delante de las variaciones de los reactivos, para que la expresión de la velocidad siempre sea un valor positivo.

- **La velocidad de reacción se medirá en moles por litro segundo (mol.L⁻¹.s⁻¹).**

1.- Velocidad de las reacciones químicas.

1.2.- Velocidad de reacción. Representa la rapidez con que tiene lugar la transformación química de unas sustancias, los reactivos, en otras distintas, los productos.

- **Velocidad instantánea de una reacción:**

- Interesa conocer el valor de la velocidad en un momento determinado, es decir, la velocidad instantánea.

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

- **La velocidad instantánea** se expresa mediante la derivada de la concentración con respecto al tiempo de un reactivo o de un producto, dividida por su respectivo coeficiente estequiométrico y convertida en una unidad positiva.

A.1. Dadas las reacciones siguientes:



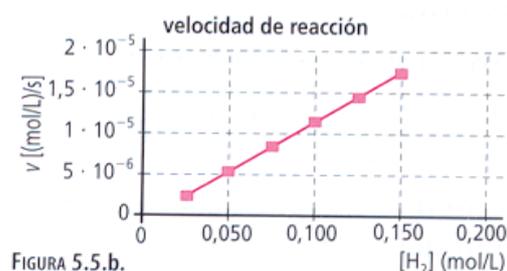
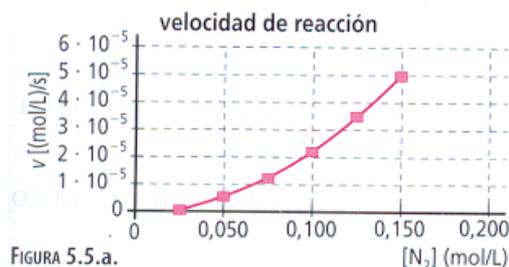
escribe las expresiones de la velocidad media de reacción en función de la disminución de la concentración de los reactivos y de la formación de los productos.

A.2. Dada la reacción $2 HI (g) \rightarrow H_2 (g) + I_2 (g)$, se sabe que, a cierta temperatura y en un intervalo de 100 s, la concentración de HI (g) disminuyó en 0,50 mol/L. Calcula la velocidad de descomposición del HI (g) y la velocidad de formación de H₂ en el mismo intervalo de tiempo.

1.- Velocidad de las reacciones químicas.

1.3.- Ecuación de velocidad. Ley de velocidades.

- **La velocidad de una reacción depende de la concentración de las sustancias que reaccionan.**
- Esta dependencia es distinta en cada reacción y se determina de forma experimental.
- De cada reacción es posible obtener una ecuación matemática que relacione su velocidad con la concentración de los reactivos; se trata de la **ecuación de velocidad de la reacción**.
- Para la reacción $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$, se ha medido la velocidad con distintas concentraciones de los reactivos, (a la misma temperatura) y se han obtenidos las gráficas:



- La relación de la velocidad de la reacción con la concentración de H₂ es lineal, lo que indica que ambas magnitudes son directamente proporcionales.
- Un análisis similar determina que la velocidad de esta reacción varía con el cuadrado de la concentración de N₂, ya que la gráfica que la relaciona es una rama de parábola.
- **Expresión de la velocidad de esta reacción:**

$$v = k \cdot [\text{N}_2]^2 \cdot [\text{H}_2]$$

1.- Velocidad de las reacciones químicas.

1.3.- Ecuación de velocidad. Ley de velocidades.

- En general, en una reacción irreversible: $a \text{A} + b \text{B} \rightarrow c \text{C} + d \text{D}$
- **La ecuación de la velocidad de reacción o ley de velocidad es:**

$$v = k [\text{A}]^\alpha \cdot [\text{B}]^\beta$$

- La velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de los reactivos elevada a una potencia, α , β , etc. Estos son números enteros o fraccionarios que no tienen por qué coincidir con los coeficientes a y b de la reacción química.
- **Orden parcial de reacción (α , β , etc) respecto a la sustancia con la que se relaciona.**
- **Orden global (total) de reacción es la suma, $\alpha + \beta + \dots$, de los órdenes parciales.**
- La constante k es la constante de velocidad, coeficiente de velocidad o factor de velocidad.
- La velocidad se mide en mol.L⁻¹.s⁻¹, **la constante de velocidad no tiene unas unidades determinadas**, depende de los órdenes de la reacción y, por tanto, varía en cada proceso.

A.3. Para el proceso: $2 \text{NO} (\text{g}) + 2 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{N}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$, la ecuación de la velocidad es:

$v = k \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{H}_2]$. a) Indica el orden de reacción con respecto a cada uno de los reactivos así como el orden total de la reacción; b) Deduce las unidades de la constante de velocidad; c) Si la concentración de NO se reduce a la tercera parte y la concentración de H₂ aumenta al triple, ¿cómo se modificará la velocidad de la reacción?

A.4. Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2 \text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B. a) Escriba la ecuación de la velocidad; b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?; c) ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de la reacción?

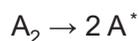
2.- Mecanismos de reacción y molecularidad.

2.1.- La secuencia de las etapas elementales que explican cómo los reactivos se transforman en productos se denomina mecanismo de reacción.

- Cuando se comparan los órdenes de reacción de cada componente con sus correspondientes coeficientes estequiométricos, se observa que en muchas reacciones no coinciden.
- Esto se debe a que estas reacciones transcurren en varios pasos; la reacción global está formada realmente por reacciones sencillas que se denominan **etapas o reacciones elementales**, porque representan el modo en el que transcurre la reacción a nivel molecular.
- Supongamos la reacción: $A + B \rightarrow \text{Productos}$
- Cuya ecuación cinética es: $v = k \cdot [A] \cdot [B]$
- El orden de reacción del compuesto A es uno, igual que su coeficiente estequiométrico; y lo mismo sucede con el compuesto B.
- **Son reacciones elementales;** se producen en un solo choque o en una sola etapa.
- **En las reacciones elementales, y sólo en ellas, se denomina molecularidad al número de átomos o moléculas independientes que intervienen en el proceso.**
- En el ejemplo anterior, como se trata de una reacción elemental, podemos decir que la molecularidad es dos, una de A y otra de B.

2.- Mecanismos de reacción y molecularidad.

- Supongamos ahora que la reacción es: $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$
- Su ecuación cinética, hallada experimentalmente: $v = k \cdot [A_2]$
- En este caso, los órdenes de reacción no coinciden con los coeficientes estequiométricos, por lo que **no se trata de una reacción elemental**.
- Resumiendo, no siempre tiene por qué coincidir molecularidad con orden de reacción, salvo en procesos elementales.
- En este caso, podríamos suponer una serie de etapas sencillas como:



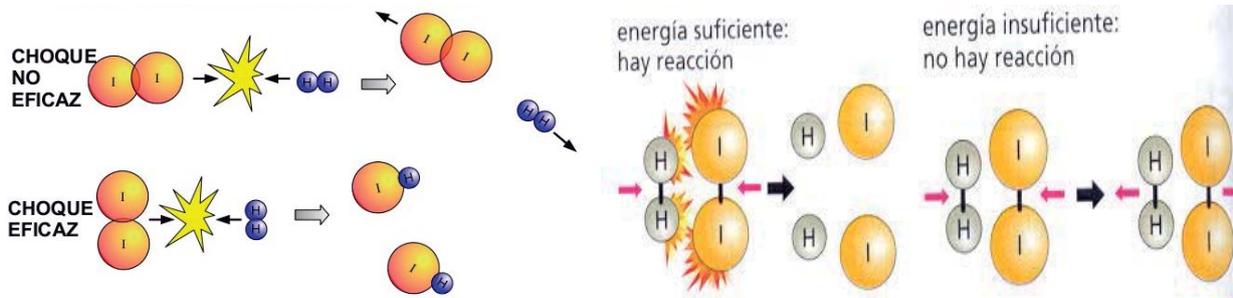
- La suma de estos tres procesos nos daría la reacción: $A_2 + B_2 \rightarrow 2 AB$
- Los asteriscos se refieren a los productos intermedios no observados.
- Para confirmar que este mecanismo es correcto, hemos de comprobar que la expresión cinética deducida a partir de él coincida con la expresión cinética encontrada experimentalmente.
- La velocidad del proceso viene determinada por la **etapa limitante**, que es la etapa más lenta de todas las que conforman el mecanismo de reacción.
- En nuestro caso debe ser la primera, pues la ecuación cinética de la velocidad corresponde a esa etapa.

3.- Teorías acerca de las reacciones químicas.

3.1.- Teoría de las colisiones.

- **Teoría enunciada por Lewis y Trautz en 1917.** Para que se produzca una reacción química, han de chocar las especies reaccionantes, deben romperse los enlaces que haya entre sus átomos, y como consecuencia de la energía intercambiada en el choque; los átomos se unirán de otro modo.

- **Para que una colisión sea eficaz:** que se generen productos a partir de los reactivos, deben cumplirse dos condiciones:



- **1- Orientación adecuada.** Para que una colisión sea eficaz se ha de producir con la orientación adecuada, de manera que puedan interactuar los átomos que participan en la ruptura y formación de los enlaces.

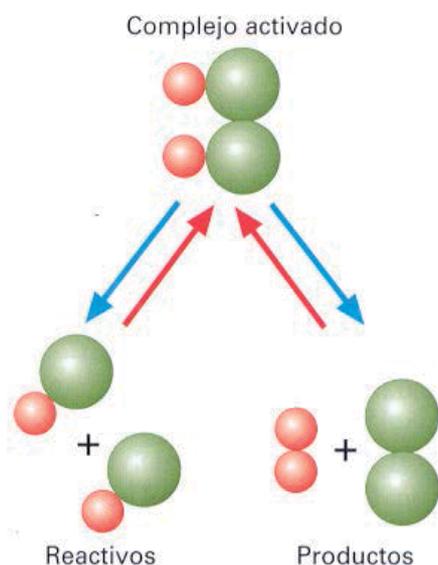
- **2- Energía suficiente.** Solo se producirá reacción si la energía de choque es suficiente; si es menor que un mínimo, llamado **energía de activación**, no se formarán los productos; tan solo se alejarán los reactivos que han colisionado.

3.- Teorías acerca de las reacciones químicas.

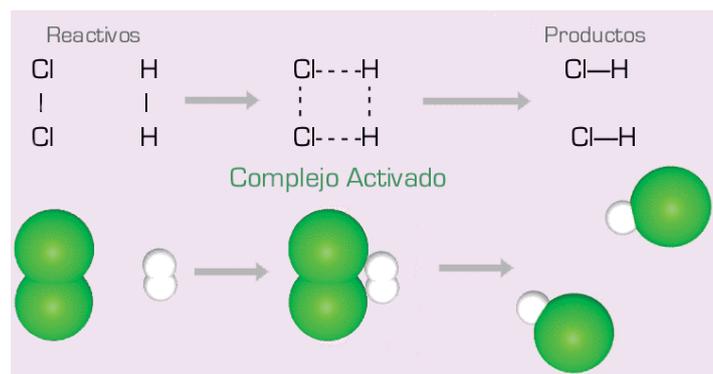
3.2.- Teoría del complejo activado.

- **Teoría enunciada por Henry Eyring en 1935.** Tras un choque eficaz se llega a un **estado de transición en el que se forma un complejo activado**, que es una especie química inestable.
- A partir de esta es posible obtener los productos de reacción (al formarse nuevos enlaces) o revertir el proceso hasta los reactivos de partida (al recomponerse los enlaces rotos).

- Para que se produzca un complejo activado, también se deben cumplir las condiciones de orientación adecuada y energía suficiente, como ocurría en la teoría de las colisiones.



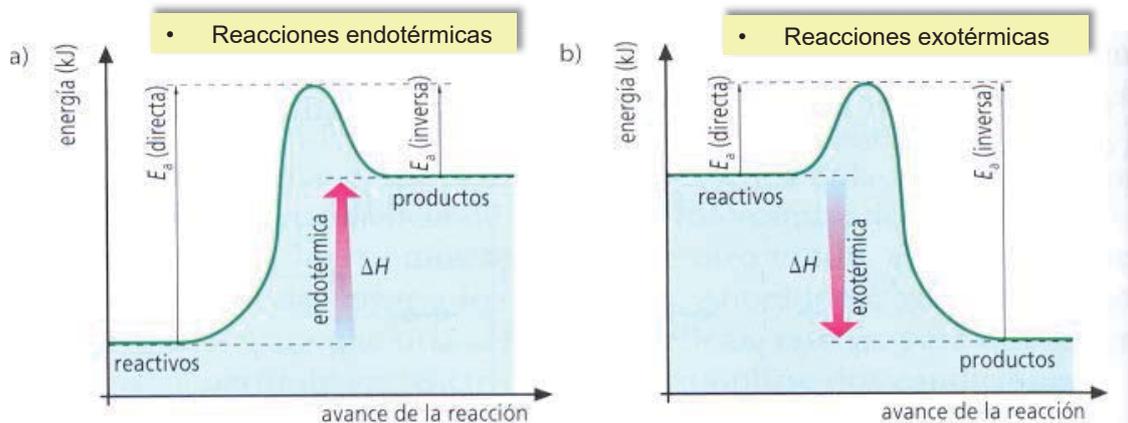
- **Por ejemplo, en la siguiente reacción se supone que el proceso transcurre en una sola etapa:**



3.- Teorías acerca de las reacciones químicas.

3.3.- Energía de activación. Diagramas de entalpía.

- La **energía de activación** es la energía mínima que se ha de intercambiar en un choque para que este sea eficaz.
- Los **diagramas de entalpía o diagramas de energía**, muestran la variación de entalpía o de energía del sistema en el transcurso de la reacción.



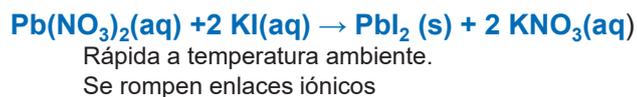
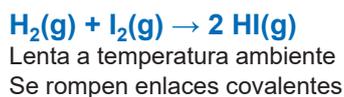
A.5. En una determinada reacción del tipo $A + B \rightarrow \text{productos}$, la energía de activación de la reacción directa es 145 kJ/mol, y la ΔH , 76 kJ/mol. ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica? ¿Cuánto valdrá la energía de activación de la reacción inversa?

A.6. Para una reacción hipotética: $A + B \rightarrow C$, en unas condiciones determinadas, la energía de activación de la reacción directa es 31 kJ, mientras que la energía de activación de la reacción inversa es 42 kJ. a) Represente, en un diagrama energético, las energías de activación de la reacción directa e inversa; b) La reacción directa, ¿es exotérmica o endotérmica? Razone la respuesta; c) Indique cómo influirá en la velocidad de reacción la utilización de un catalizador.

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.1.- Naturaleza, estado físico y grado de división.

- **La velocidad de una reacción depende de:**
- **El número de choques:** función de las concentraciones de los reactivos y de su estado físico.
- **La eficacia de los choques:** moléculas con energía cinética suficiente.
- **La energía de activación:** nivel energético mínimo para que los choques sean eficaces. Esta energía de activación se puede modificar mediante el uso de catalizadores.
- **Factores que favorecen la velocidad de reacción:**
- **Naturaleza de las sustancias.** Las sustancias cuyos átomos se unen mediante enlaces covalente de gran energía reaccionan, en general, más lentamente que las sustancias iónicas.



- **El estado físico.** La máxima división de una sustancia se presenta cuando trabajamos con moléculas o iones, donde las partículas poseen mayor libertad de movimiento y pueden chocar con facilidad.
- Las reacciones homogéneas entre gases o entre sustancias disueltas suceden generalmente con mayor rapidez que si las sustancias están en estado sólido
- **El grado de división de los sólidos.** Dos sólidos iónicos como el $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y el KCl pueden estar en contacto durante tiempo indefinido sin apenas reaccionar. Si mezclamos sus disoluciones; reaccionan casi instantáneamente produciendo un precipitado amarillo de PbCl_2 .

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.2.- Concentración de los reactivos.

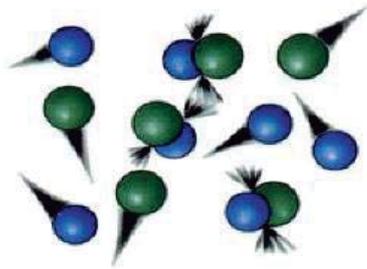
- La velocidad de una reacción aumentará si elevamos la concentración de uno de los reactivos, ya que el número de colisiones entre los átomos, moléculas o iones será más frecuente.

- Como ya hemos visto, de la expresión de la ecuación de velocidad:

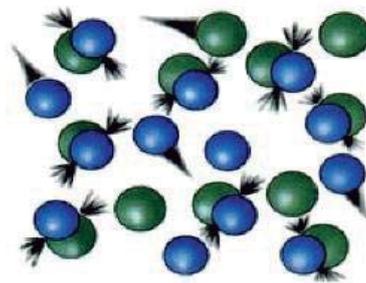
$$v = k [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

se deduce que la velocidad depende de la concentración de los reactivos.

- En las reacciones en las que intervienen sustancias gaseosas o en disolución, un aumento de la concentración de los reactivos provoca, por regla general, un incremento de la velocidad de reacción.
- Una astilla de madera arde con relativa rapidez en el aire (20% de oxígeno), pero se inflama inmediatamente en oxígeno puro, que posee una mayor concentración de moléculas.
- En una reacción en la que intervengan sustancias gaseosas, se consigue el mismo efecto si aumentamos la presión de un gas, puesto se incrementa la frecuencia de las colisiones.



Baja concentración = Pocas colisiones



Alta concentración = Muchas colisiones

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.3.- Temperatura de reacción.

- La experiencia demuestra que al elevar la temperatura, la velocidad de cualquier reacción aumenta, tanto si se trata de una reacción exotérmica como si es endotérmica.

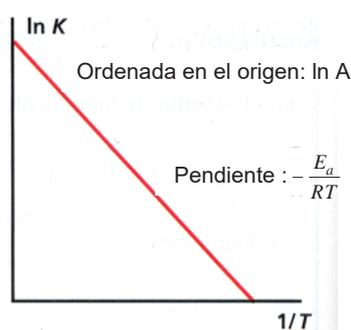
- La velocidad de reacción aumenta si elevamos la temperatura ya que:
- Las moléculas aumentan su energía cinética, y por tanto, los choques serán más probables.
- Más moléculas alcanzarán la energía necesaria, E_a , para que el choque sea efectivo.

- La relación entre la constante de velocidad, la temperatura y la energía de activación fue deducida por el **químico sueco Svante Arrhenius** a partir de hechos experimentales:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

- A representa el factor de frecuencia: proporción de choques que son eficaces.
- El factor exponencial relaciona la constante de velocidad con la energía de activación y con la temperatura.
- La velocidad de una reacción será tanto mayor cuanto mayor sea el factor de frecuencia y la temperatura, y menor cuanto mayor sea la energía de activación.

- Aplicamos logaritmos y representamos $\ln k$ frente a $1/T$, obtenemos una recta: $\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A$



- La pendiente será mayor cuanto más alta sea la energía de activación.
- Si aplicamos la ecuación de Arrhenius a dos temperaturas distintas y restamos ambas ecuaciones, resulta:

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

- Si se conoce la constante de velocidad a una cierta temperatura, será posible deducir el valor de la constante de velocidad a otra temperatura

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.3.- Temperatura del sistema.

- **Actividad resuelta:**

- Para la reacción $C_2H_4(g) + H_2 \rightarrow C_2H_6(g)$ la energía de activación es 181 kJ/mol. A 500° C, la constante de velocidad es $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

a) ¿A qué temperatura la constante de velocidad es el doble del valor a 500° C?

b) ¿Cuál la constante de velocidad a 1000° C? (Dato: $R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

a) Aplicando la ecuación de Arrhenius:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{5 \cdot 10^{-2}}{2,5 \cdot 10^{-2}} = \frac{181}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{773} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow T_2 = 792 \text{ K}$$

b) Aplicando de nuevo la ecuación de Arrhenius:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \rightarrow \ln \frac{k_2}{2,5 \cdot 10^{-2}} = \frac{181}{8,31 \cdot 10^{-3}} \left(\frac{1}{773} - \frac{1}{1273} \right) = 11,06$$

$$\ln k_2 - \ln 2,5 \cdot 10^{-2} = 11,06 \rightarrow \ln k_2 = \ln 2,5 \cdot 10^{-2} + 11,06 = 7,38$$

$$k_2 = e^{7,38} = 1600 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

A.8. Para cierta reacción, la constante de velocidad se duplica al elevar la temperatura desde 15° C hasta 25° C. Calcular: a) La energía de activación; b) La constante de velocidad a 100° C si, a 25° C vale $1,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.4.- Los catalizadores. Catálisis.

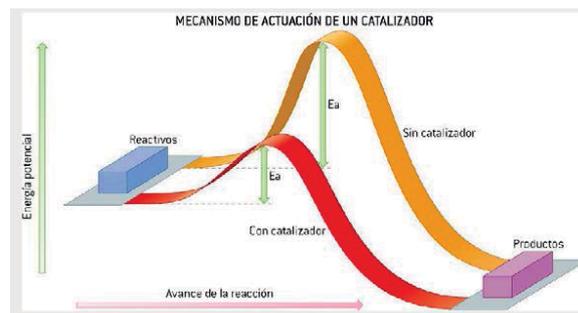
- **Un catalizador es una sustancia que afecta a la velocidad de una reacción química** y, sin embargo, aparece íntegra al término de la misma.
- Generalmente, se reserva el término catalizador solamente para las sustancias que aumentan la velocidad de reacción.
- La acción de un catalizador recibe el nombre de **catálisis**.

- Un ejemplo de catálisis ocurre en el siguiente proceso químico:



- La reacción prácticamente no tiene lugar a temperatura ambiente. Sin embargo, **si añadimos un poco de platino en polvo**, la mezcla explotará rápidamente.
- Decimos que el platino ha actuado como catalizador de la reacción.

- **Los catalizadores no inician la reacción:** sólo aceleran una reacción que se producía lentamente, aumentando la velocidad de reacción de 10 a 10^{12} veces.
- **Toman parte activa en la reacción**, formando compuestos intermedios que se descomponen regenerando el catalizador. El catalizador cambia el mecanismo de la reacción y hace que ésta transcurra por un camino diferente de menor energía de activación.



- **Los catalizadores afectan a la cinética de la reacción** pero no a su termodinámica: cambian la constante de velocidad y la energía de activación, pero no la entalpía ni la entalpía libre de reacción (ΔH y ΔG), ya que son funciones de estado.
- **Una pequeña cantidad de catalizador es suficiente** para producir una reacción considerable. Los catalizadores aparecen químicamente inalterados al final de la reacción.

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.4.- Tipos de catálisis.

- **Catálisis homogénea:**

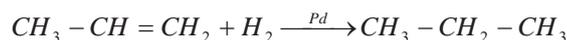
- En este caso, el catalizador se encuentra en la misma fase que los reactivos.
- En la fabricación del H₂SO₄ por el método de las cámaras de plomo, la reacción:



- **Catálisis heterogénea:**

- El catalizador se encuentra en una fase diferente de aquella en la que están los reactivos.
- Su mecanismo más común está basado en la adsorción de las moléculas reaccionantes (generalmente, gases) en la superficie del catalizador (generalmente, un sólido). La reacción ocurre sobre esa superficie.

- Reacciones de hidrogenación de dobles enlaces en compuestos orgánicos, catalizadas por Ni, Pt o Pd finamente divididos.



- Catalizador es una rejilla de paladio, sirve de soporte para que entren en contacto los reactivos.

- **Catálisis enzimática:**

- Las enzimas son los catalizadores producidos por los seres vivos que acelera las reacciones fundamentales para la vida. Si no existieran las enzimas las reacciones en los seres vivos se producirían muy lentamente.

- **La acción de las enzimas presenta una gran especificidad y una alta eficiencia.**

- En la digestión de la leche, la lactosa se descompone en dos azúcares más simples, glucosa y galactosa, a través de la acción de la enzima lactasa.



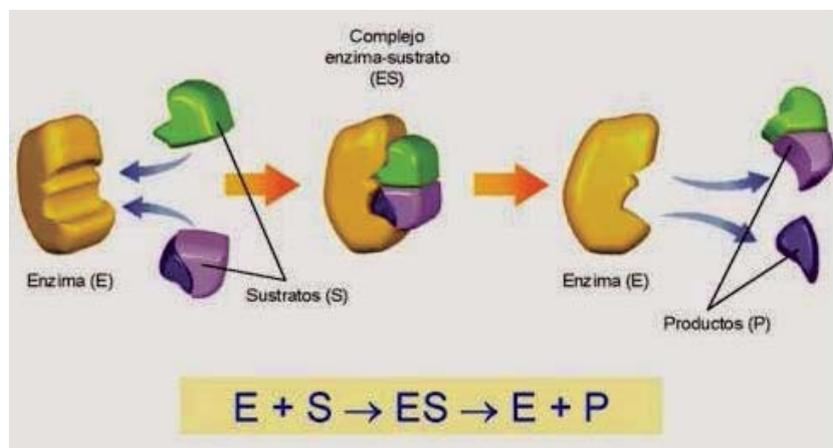
- Las personas que presentan intolerancia a la lactosa es porque no sintetizan la lactasa o porque su cantidad es insuficiente. La lactosa no digerida pasa al colon, donde fermenta, causando problemas gastrointestinales.

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.4.- Clases de catálisis.

- **Actividad enzimática: modelo de «llave y cerradura».**

- La sustancia que reacciona, llamada sustrato (S), se une al centro activo de la enzima (E), formándose el complejo enzima-sustrato (ES).
- A continuación, el complejo se descompone, formándose los productos (P) y regenerándose la enzima.



- Las reacciones enzimáticas del cuerpo humano, en la mayoría de los casos alcanzan su máxima velocidad a aproximadamente 37 °C. Por encima de este valor la estructura de la enzima cambia, alterándose el centro activo y perdiéndose así la actividad enzimática.

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.4.- Aplicaciones: los catalizadores en la vida cotidiana.

- **Conservantes:** sustancias utilizadas como aditivo alimentario, que añadidas a los alimentos detienen o minimizan el deterioro causado por la presencia de diferentes tipos de microorganismos (bacterias, levaduras y mohos). En los catálogos de conservantes se referencian desde el E-200 (ácido sórbico) en adelante.
- Deben constar en el etiquetado de los productos. Alargan la duración de los alimentos, pero en muchos casos sus posibles efectos nocivos sobre la salud no están bien delimitados.
- **Biocatalizadores en detergentes:** es decir, bioenzimas para destruir las manchas de origen orgánico. Las enzimas que limpian la ropa optimizan la eficiencia de los detergentes, a la vez que permiten el trabajo de limpieza a bajas temperaturas y períodos más cortos de lavado, reduciendo significativamente el consumo de energía y las emisiones de CO₂.
- Otro beneficio es que éstas son biodegradables y reemplazan a los constituyentes químicos de los detergentes sintéticos que se vienen liberando al ambiente desde hace muchos años.
- Una molécula de enzima actúa sobre muchas moléculas de sustrato (leche, sangre); la concentración de enzimas en un detergente es mínima (menos del 1 % del volumen total).
- **Convertidores catalíticos en tubos de escape:** en los motores de explosión de los automóviles se producen gases contaminantes como el CO y el NO. Dentro de tubo de escape hay catalizadores que aceleran la reacción $\text{NO} + \text{CO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{CO}_2$, con lo que se eliminan ambos gases al transformarse en productos inertes.
- **Cinética del airbag:** es un mecanismo diseñado para activarse cuando se produce un choque a más de una velocidad determinada, llenando de gas una bolsa sobre la que golpea la persona por efecto del choque. ¿Has pensado en que se tiene que detectar el choque, dispararse en milésimas de segundo para llenar la bolsa y que luego debe deshincharse? ¡El origen del gas es una reacción química rapidísima!

3.- Factores que influyen en la velocidad de una reacción.

3.4.- Aplicaciones: los catalizadores en la vida cotidiana.

- **Cinética de medicamentos:** las dos vías más habituales de administración de medicamentos son la intravenosa y la oral (inyecciones y pastillas).
- Las inyecciones se utilizan cuando es necesario que el medicamento esté en sangre de forma inmediata, para que se absorba a las células y tenga actividad. Las pastillas se utilizan en tratamientos prolongados. Tanto la absorción de medicamentos hasta la sangre como su eliminación, sobre todo en los riñones, siguen cinéticas de orden uno.
- En las imágenes, se marca en **verde el nivel eficaz**, concentración mínima en sangre para que el medicamento sea eficaz, y en **rojo el nivel tóxico**, que no se debe sobrepasar.
- En la dosificación intravenosa se alcanza un nivel de medicamento en sangre más alto, pero se baja antes del nivel eficaz. Sin embargo, en la dosificación oral las dosis deben ser más altas. ¿!

