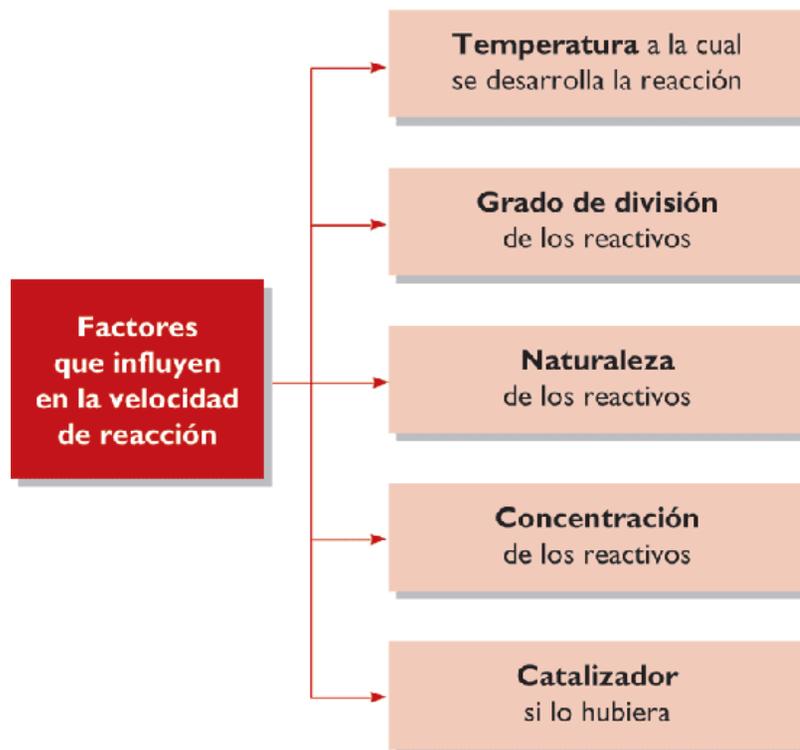


# FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

Existen varios factores que afectan la velocidad de una reacción química: la naturaleza de la sustancia, grado de división, concentración de los reactivos, la temperatura, la existencia de catalizadores y la superficie de contactos tanto de los reactivos como del catalizador.

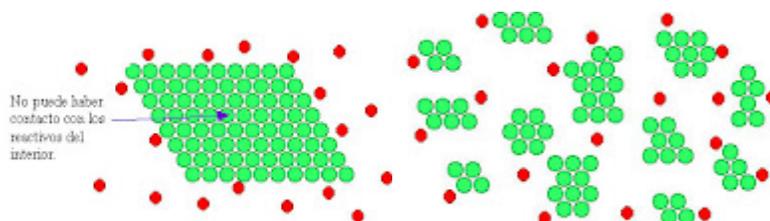


## 🍀 La naturaleza de los reactivos:

La velocidad de reacción varía según las sustancias que reaccionan. Las reacciones ácido/base, la formación de sales y el intercambio de iones suelen ser reacciones rápidas. Cuando se produce la formación de enlaces covalentes entre las moléculas y cuando se forman grandes moléculas, las reacciones tienden a ser más lentas. La naturaleza y la fuerza de los enlaces en las moléculas reactivas influyen en gran medida en la velocidad de su transformación en productos.

### ✿ Estado físico y/o grado de división de los reactivos:

En general, las reacciones entre gases o entre sustancias en disolución son rápidas ya que las mismas están finamente divididas, mientras que las reacciones en las que aparece un sólido son lentas, ya que la reacción solo tiene lugar en la superficie de contacto. Si en una reacción interactúan reactivos en distintas fases, su área de contacto es menor y su rapidez también es menor. En cambio, si el área de contacto es mayor, la rapidez es mayor. Si los reactivos están en estado líquido o sólido, la pulverización, es decir, la reducción a partículas de menor tamaño aumenta enormemente la velocidad de reacción, ya que facilita el contacto entre los reactivos y, por tanto, la colisión entre las partículas.



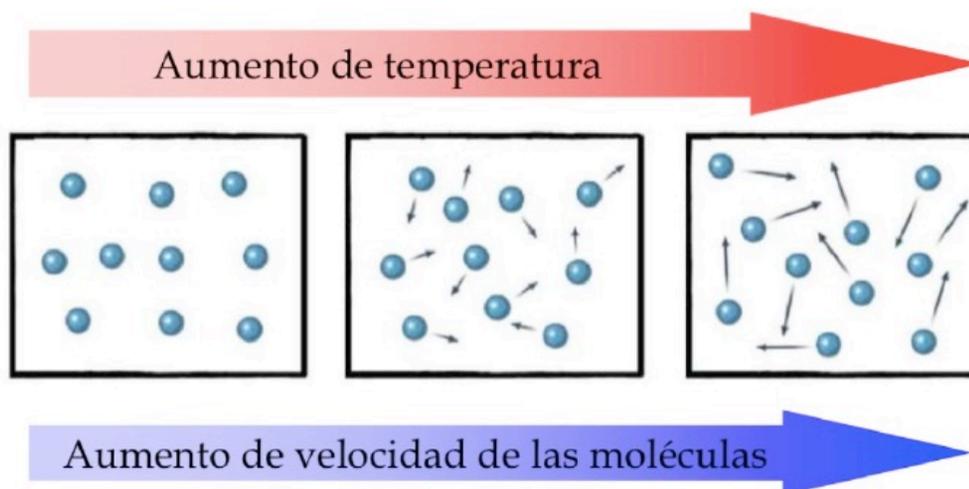
<https://elfisicoloco.blogspot.com/2012/11/factores-que-afectan-la-velocidad-de.html>

### ✿ Temperatura:

Al aumentar la temperatura, la rapidez de una reacción aumenta, es decir aumenta la energía cinética de las partículas y, por tanto, aumentará la frecuencia de colisiones efectivas. Se dice, de manera aproximada, que, por cada 10 °C de aumento en la temperatura, la velocidad se duplica. Tomando en consideración la teoría de las colisiones enunciada por Lewis en 1918, la cual menciona que, para que se dé una reacción química las moléculas de dos reactivos deben producir un choque entre ellas. Siempre y cuando:

- Las moléculas posean suficiente energía cinética para que al chocar puedan romperse algunos enlaces. Las moléculas que cumplen esta condición se dice que están activadas y la energía mínima requerida se denomina **energía de activación**.
- El choque se verifique en una orientación adecuada para que sea eficaz.

Lo cual se logra con mayor facilidad conforme se incrementa la temperatura del sistema reactivo.



### ☘ Energía de activación:

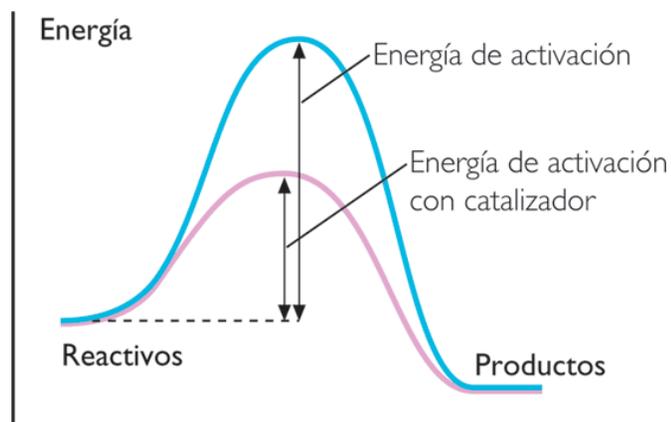
En 1899 Arrhenius propuso una interpretación cuantitativa de la variación de la velocidad de reacción con la temperatura. Propuso para la constante específica de velocidad la siguiente expresión:

$$K = Ae^{-E_a/RT}$$

Donde: R la constante de los gases, A una constante llamada factor de frecuencia y  $E_a$  la energía de activación.

### ☘ Catalizadores:

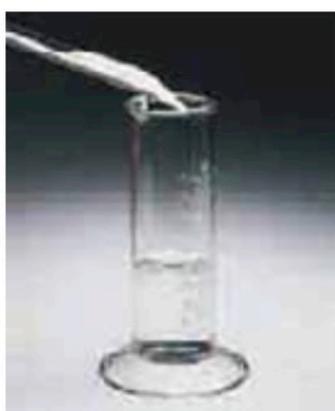
Los catalizadores aumentan la rapidez de una reacción sin transformarla, además mejoran la selectividad del proceso, reduciendo la obtención de productos no deseados. La forma de acción de estos es modificar el mecanismo de reacción, empleando pasos elementales con menor energía de activación. Existen catalizadores homogéneos, que se encuentran en la misma fase que los reactivos y catalizadores heterogéneos, que se encuentran en distinta fase. Los catalizadores también pueden llegar a retardar reacciones, no solo acelerarlas, en este caso se suelen conocer como inhibidores.



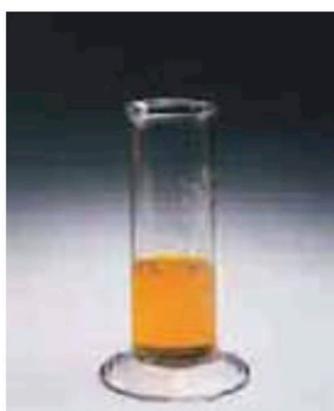
Ejemplo:

- En ausencia de catalizador el  $\text{H}_2\text{O}_2(ac)$  se descompone muy lentamente.
- Poco después de la adición de una pequeña cantidad de  $\text{NaBr}(ac)$  al  $\text{H}_2\text{O}_2(ac)$ , la disolución se torna parda porque se genera  $\text{Br}_2$ . La acumulación de  $\text{Br}_2$  provoca un rápido desprendimiento de  $\text{O}_2(g)$ .
- Cuando todo el  $\text{H}_2\text{O}_2$  se ha descompuesto, queda una disolución incolora de  $\text{NaBr}(ac)$ .

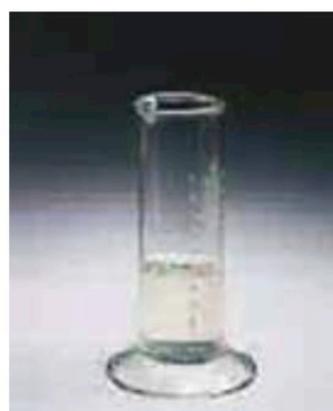
El NaBr cataliza la reacción sin ser consumido durante ella.



(a)



(b)



(c)

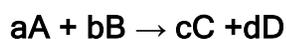
- Cuando un catalizador se encuentra en la misma fase que los reactivos, se conoce como: **catálisis homogénea**.
- Cuando el catalizador se encuentra en una fase distinta a la de los reactivos. Se conoce como: **catálisis heterogénea**.

### 🌿 **Concentración de los reactivos:**

La concentración de los reactivos afecta la velocidad de reacción, especialmente en reacciones en solución y en gases. La velocidad de reacción suele aumentar al incrementar la concentración de los reactivos, dado que una mayor cantidad de partículas en el mismo espacio facilita más colisiones entre ellas.

Explicación mediante la Ley de Velocidad:

Para una reacción general:



La Ley de velocidad se expresa como:

$$V = k[A]^m[B]^n$$

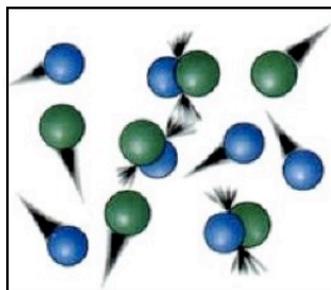
Donde:

[A] y [B] son las concentraciones de los reactivos A y B.

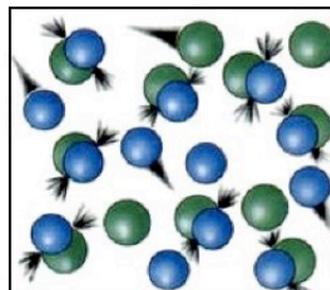
M y n son los órdenes de reacción respecto a A y B.

k es la constante de velocidad.

Un incremento en la concentración de A o B aumenta la velocidad de la reacción porque hay más moléculas presentes que pueden colisionar. Cuanto mayor es la concentración, mayor será la frecuencia de colisiones entre las moléculas, aumentando la probabilidad de colisiones efectivas.



Baja concentración = Pocas colisiones



Alta concentración = Muchas colisiones

En resumen, los tres factores principales tienen los siguientes efectos:

Factor	Efecto en la Velocidad de Reacción
Temperatura	Aumenta la velocidad al incrementar la energía cinética de las partículas y la fracción de colisiones efectivas.
Concentración	A mayor concentración, mayor frecuencia de colisiones entre las partículas, lo que aumenta la velocidad de reacción.
Catalizador	Disminuye la energía de activación de la reacción, permitiendo una vía alternativa y aumentando la velocidad sin consumirse.

**Referencias:**

*Brown, Theodore. (2004) La química: Una ciencia central. EUA. Pearson Education.*

*Lumitos AG (s.f.) Cinética química. Química. Recuperado de:*

[https://www.quimica.es/enciclopedia/Cinética\\_química.html](https://www.quimica.es/enciclopedia/Cinética_química.html)

*Proyecto Descartes. (s.f.) Cinética química. Proyecto Descartes. Material didáctico. Recuperado de:*

[https://proyectodescartes.org/uudd/materiales\\_didacticos/cinetica\\_quimica-JS/pdf/cinetica.pdf](https://proyectodescartes.org/uudd/materiales_didacticos/cinetica_quimica-JS/pdf/cinetica.pdf)

*Redacción. (2024) Factores que Afectan la Velocidad de Reacción. De Ingenierías. Recuperado de:*

[https://deingenierias.com/cursos/quimica/10-2-factores-que-afectan-la-velocidad-de-reaccion/#google\\_vignette](https://deingenierias.com/cursos/quimica/10-2-factores-que-afectan-la-velocidad-de-reaccion/#google_vignette)