**Factores que modifican la velocidad de las reacciones.**

Para que dos sustancia reaccionen, sus moléculas, átomos o iones deben chocar. Estos choques producen un nuevo ordenamiento electrónico y, por consiguiente un nuevo ordenamiento entre sus enlaces químicos, originando nuevas sustancias.

**1. Temperatura**

Según la *Teoría Cinética*, la temperatura aumenta la energía cinética de las moléculas o iones y por consiguiente el movimiento de estos, con lo cual, aumenta la posibilidad de choques entre las moléculas o iones de los reactivos, aumentando la posibilidad de que ocurra la reacción o acelerando una reacción en desarrollo.

Sin embargo, el incremento de la velocidad de la reacción no depende tanto del incremento del número de colisiones, cómo del número de moléculas que han alcanzado la energía de activación.

**La velocidad de una reacción crece, en general, con la temperatura, y se duplica, aproximadamente, por cada 10 °C que aumenta la temperatura.**

Por ejemplo, el cloruro de sodio reacciona lentamente con el ácido sulfúrico. Si se le proporciona calor aumenta la velocidad de reacción dando sulfato de sodio (Na2SO4) y ácido clorhídrico:

2.NaCl + H2SO4  Na2SO4 + 2.HCl

Recordemos que los combustibles para ser quemado, primero deben alcanzar su punto de combustión, luego por ser reacciones exotérmicas (liberan calor) la combustión continúa sola.

**2. Superficie de contacto**

Cuando una o todas las sustancias que se combinan se hallan en estado sólido, la velocidad de reacción depende de la superficie expuesta en la reacción. Cuando los sólidos están molidos o en granos, aumenta la superficie de contacto y por consiguiente, aumenta la posibilidad de choque y la reacción es más veloz.

Lo mismo ocurre cuando las sustancias reaccionantes no son miscibles entre sí, como por ejemplo, en la hidrólisis neutra de un aceite, se hace reaccionar éste con agua,para lograrlo, el agua de la parte inferior (recordemos que el aceite es más liviano que el agua) se recircula hacia la parte superior rociándola sobre la superficie del aceite.

Otro ejemplo sería el de un kilo de viruta de madera, que se quema más rápido que un tronco de un kilo de masa.

Para comprender mejor esto realicemos el siguiente cálculo: un cubo de un metro de lado (de cualquier material), tiene una superficie de:

S cubo = 6.l.l S cubo = 6.(1 m) ² S cubo = 6 m ² (4)

Si a este cubo lo dividimos en 1000 cubitos de 0,10 m de lado, tendremos para un cubito una superficie de:

S cubito = 6.l.l S cubito = 6.(0,10 m) ² S cubito = 0,06 m ²

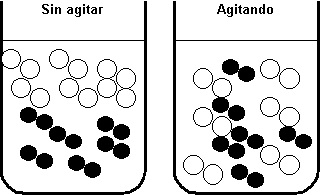
El total de la superficie de los 1000 cubitos es:

S cubitos = 1000. 0,06 m ² S cubitos = 60 m ² (5)

Comparando los resultados (4) y (5) se observa cuantitativamente que aumento la superficie de contacto.

**3. Agitación**

La agitación es una variante del punto anterior, lo que se logra agitando las sustancias reaccionantes, es mezclar íntimamente los reactivo aumentando la superficie de contacto entre ellos.



**4. Luz**

Hay reacciones que en la oscuridad son muy lentas,como por ejemplo, la combinación del hidrógeno con el cloro. La luz solar acelera la reacción de modo tal, que a la luz solar directa, la reacción se hace explosiva:

H2 + Cl2  2.HCl

Lo mismo ocurre en la formación de glúcidos por los vegetales verdes a partir del agua y el dióxido de carbono en la fotosíntesis. Ocurre lo mismo con la descomposición de sustancias poco estables, por tal motivo se envasan en recipientes que impidan el paso de la luz, como por ejemplo,el peróxido de hidrógeno:

2.H2O2 + luz  2.H2O + O2 (g) (rápida)

**5. Concentración**

La velocidad de una reacción química es proporcional a la concentración en moles por litro (moles/litro), de las sustancias reaccionantes.

Si dos sustancias homogéneas A y B (gases o soluciones) reaccionan:

A + B  C + D (6)

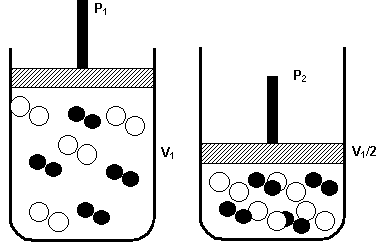
La velocidad de la reacción es:

V = [A].[B] (7)

En la que los corchetes señalan concentraciones en moles por litro. Observemos que si duplicamos la concentración, por ejemplo, de la sustancia A, la velocidad de la reacción se duplica:

V\* =2.[A].[B] (8)

Si las sustancias que reaccionan son gaseosas, la concentración de las mismas aumenta disminuyendo el volumen, lo que se logra aumentando la presión.

  
En la figura anterior se observa, que aumentando la presión las moléculas de las sustancias reaccionantes se aproximan entre sí, acrecentando la posibilidad de choque entre sus moléculas, y por consiguiente se acelera la reacción.

**6. Catalizadores**

Se llaman catalizadores a las sustancias que intervienen en las reacciones, acelerándolas o retardándolas y que siguen presentes al finalizar la reacción, es decir que no se consumen en esta, no son parte de los productos reaccionantes. Las sustancias que retardan la velocidad de reacción se denominan inhibidores.

Por ejemplo, añadiendo dióxido de manganeso (MnO2) al peróxido de hidrógeno (H2O2), se observa que se descompone liberando abundante oxígeno:

2.H2O2 + n.MnO2  2.H2O + O2 (g) + n.MnO2 (rápida)

La cantidad **n** de dióxido de manganeso (MnO2) permanece constante luego de finalizada la reacción.

i. Catalizadores de contacto o heterogéneos:

*No reaccionan químicamente con las sustancias del sistema: adsorben en su superficie, las moléculas de esas sustancias reaccionantes, aumentan, por consiguiente, el número de choques entre ellas y aceleran la reacción*.

Una reacción en la cual los reactantes y el catalizador no están en la misma fase (estado) es una *reacción heterogénea*. Este tipo de catalizadores generalmente producen una superficie donde las sustancias pueden reaccionar, estos catalizadores funcionan adsorbiendo alguno de los reactantes, debilitando el enlace en cuestión hasta el punto en que el otro reactante rompe dicho enlace. La adsorción es la adherencia de una sustancia a la superficie de otra.

Algunos metales (finamente divididos para aumentar la superficie de contacto) actúan como catalizadores de contacto: platino, níquel, óxido férrico (Fe2O3), pentóxido de vanadio (V2O5), entre otros. El dióxido de azufre (SO2) reacciona lentamente con el oxígeno:

2.SO2 + O2  2.SO3 (lenta)

Pero, en presencia de platino y de calor, la reacción es inmediata:

2.SO2 + O2 (amianto platinado + calor)  2.SO3 (rápida)

ii. Catalizadores de transporte u homogéneos:

Estos catalizadores actúan interviniendo en la reacción y luego se regeneran al finalizar la misma. Un catalizador homogéneo se encuentra en la misma fase (estado) que los reactantes

Por ejemplo, el empleo de monóxido de nitrógeno (NO) para catalizar la reacción entre el dióxido de azufre (SO2) y el oxígeno:

2.SO2 + O2  2.SO3 (lenta)

El monóxido de nitrógeno (NO) reacciona con el oxígeno (oxidándose) dando dióxido de nitrógeno (NO2):

2.NO + O2  2.NO2

Luego el dióxido de nitrógeno reacciona (reduciéndose) con el dióxido de azufre (este se oxida), dando trióxido de azufre (SO3) y regenerándose el monóxido de nitrógeno (NO):

2.SO2 + 2.NO2  2.NO + 2.SO3

Son características de los catalizadores:

a) Gran desproporción entre la masa de las sustancias que reaccionan y la pequeña masa del catalizador.

b) El catalizador se halla igual al final del proceso, que al comienzo de él.

c) Un catalizador no produce una reacción que sin él no se realiza, solo modifica la velocidad de la misma.

d) Los catalizadores son específicos de cada reacción o de un cierto grupo de reacciones.

La absorción de las impurezas que acompañan a las sustancias reaccionantes, pueden disminuir o detener la acción del catalizador. Estas sustancias que retardan la acción de los catalizadores se denominan *venenos del catalizador*.

**Resumiendo:** para aumentar la velocidad de una reacción, se debe aumentar la posibilidad de choque entre las moléculas, iones o átomos de las sustancias reaccionantes, modificando las variables enumeradas que el proceso permita.