

# LAS REACCIONES QUÍMICAS

## CAMBIOS FÍSICOS Y CAMBIOS QUÍMICOS

Si las transformaciones no afectan a la composición de una sustancia decimos que ha sufrido cambios físicos. Por ejemplo, la atracción de limaduras de hierro por un imán. Sin embargo, hay transformaciones que modifican la composición de las sustancias y se denominan cambios químicos o reacciones químicas. Por ejemplo, la combustión de una cerilla.

En una reacción química las sustancias iniciales se llaman reactivos y las finales productos. El cambio químico implica la rotura de los enlaces entre los átomos de los reactivos y la formación de otros enlaces nuevos en los productos.

Consulta este enlace:

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_quimicas/curso/1rq\\_cfq.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/1rq_cfq.html)

## REACCIONES QUÍMICAS

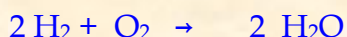
En ellas se cumple la ley de la conservación de la masa (Ley de Lavoisier), de modo que la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. Por ejemplo, 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno dan 18 g de agua.

Todo ello queda reflejado en las ecuaciones químicas, escribiendo las fórmulas de los reactivos a la izquierda y la de los productos a la derecha, separadas por una flecha. Por ejemplo:



(Carbonato de calcio produce óxido de calcio y oxígeno)

Casi siempre es necesario ajustar la reacción, es decir, incluir unos números, llamados coeficientes, para señalar la cantidad de moléculas (o moles) que intervienen de cada reactivo y la que se forma de cada producto. Por ejemplo, en el caso ya comentado de la formación de agua, la reacción ajustada es:



Entendemos que 2 moléculas (o 2 moles) de H<sub>2</sub> (hidrógeno) reaccionan con una sola molécula (o un mol) de O<sub>2</sub> (oxígeno) y se obtienen 2 moléculas (o 2 moles) de agua.

Otro caso es la descomposición del amoníaco, NH<sub>3</sub>:



Ahora dos moléculas (o 2 moles) de amoníaco se descomponen originando una molécula (o un mol) de nitrógeno y tres moléculas (o tres moles) de hidrógeno.

Aunque a veces no se aprecia, las reacciones químicas se pueden clasificar en dos grandes grupos: endotérmicas y exotérmicas. En las primeras, es necesario aportar calor para que tengan lugar, como sucede en la síntesis del amoníaco, ya que es necesario calentar la mezcla de hidrógeno y nitrógeno para que reaccionen. Por el contrario, las reacciones exotérmicas producen calor, como ocurre en la combustión de la gasolina.

Amplía estos contenidos:

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_quimicas/curso/lrq\\_rq.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/lrq_rq.html)

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_quimicas/curso/lrq\\_re.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/lrq_re.html)

### CÁLCULOS CON ECUACIONES QUÍMICAS

Cuando una reacción química está ajustada, es decir, disponemos de la ecuación química que representa a un proceso, es posible calcular las cantidades de los reactivos o de los productos estableciendo proporciones entre ellos.

Por ejemplo, en la reacción:  $2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3 \text{H}_2$

sabemos que dos moles de amoníaco ( $2 \cdot 17 = 34$  g) al descomponerse producen un mol de nitrógeno (28 g) y 3 moles de hidrógeno ( $3 \cdot 2 = 6$  g). Si nos piden qué cantidad de hidrógeno se obtendría a partir de 102 g de amoníaco, haremos la siguiente proporción:

34 g de amoníaco	→	6 g de hidrógeno
102 g de amoníaco	→	X g de hidrógeno

$$X = \frac{102 \cdot 6}{34} = 18 \text{ g de hidrógeno}$$

Juegos sobre las reacciones químicas:

<http://reacciones.colegiosandiego.com/juegos.html>

Puedes repasar los contenidos básicos aquí:

<http://www.librosvivos.net/smtc/homeTC.asp?TemaClave=1072>

Para profundizar:

[http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35\\_las\\_reacciones\\_quimicas/curso/lrq\\_est\\_01.html](http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/35_las_reacciones_quimicas/curso/lrq_est_01.html)

## VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Aunque algunas reacciones se producen de forma instantánea, como la del hidróxido sódico (NaOH) con el ácido clorhídrico (HCl) para formar cloruro sódico (NaCl) y agua, otras son mucho más lentas, como la oxidación del hierro por acción del aire y la humedad. Por eso, definimos la velocidad de una reacción química como la cantidad de sustancia que se forma por unidad de tiempo (si es un producto) o la cantidad que desaparece por unidad de tiempo (si es un reactivo).

El valor alto o bajo de la velocidad de una reacción depende de varios factores, destacando los siguientes:

- **NATURALEZA DE LOS REACTIVOS**

Hay sustancias mucho más inertes que otras y, por tanto, que reaccionan con más lentitud. Por ejemplo, la hidrogenación de los hidrocarburos.

- **CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS**

Cuando la concentración es elevada, se producen un mayor número de choques entre las moléculas de los reactivos y la velocidad de la reacción aumenta.

- **SUPERFICIE DE CONTACTO DE LOS REACTIVOS**

Si tenemos reactivos sólidos, la velocidad de la reacción es mayor conforme aumenta la superficie de contacto.

- **TEMPERATURA**

En general se suelen acelerar las reacciones si aumentamos la temperatura, pues así hay más movimiento de las moléculas y se favorecen los choques entre ellas.

- **CATALIZADORES**

Son sustancias que, sin intervenir en la ecuación química, consiguen alterar la velocidad. A veces, aumentan la velocidad y otras, la disminuyen. En este último caso se denominan inhibidores.

Como ejemplo, observa la síntesis del yoduro de Cinc:

<http://www.ucm.es/info/diciex/programas/quimica/pelis/barravelocidadreacci.html>