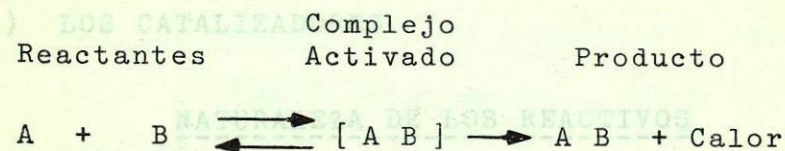


TEMPERATURA Y VELOCIDAD DE REACCION

En casi todas las reacciones químicas un incremento en la temperatura trae como consecuencia un aumento en la velocidad de reacción, igualmente, si disminuye la temperatura, baja la velocidad de reacción.

Una explicación del porqué las sustancias reaccionantes se transforman en productos, está dada por la Teoría del Estado de Transición. Según esta Teoría, los reactivos se combinan para formar un producto intermedio, inestable, llamado "Complejo activado", que espontáneamente se descompone dando los productos.



Para formarse [AB] se requiere de cierta energía, a ésta energía que se requiere para formar el complejo activado se le llama "Energía de Activación".

El efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción está dado por la energía de activación-

Y por el nivel de temperatura, de tal manera que podemos afirmar que:

a).- Las reacciones que tienen energía de activación altas, son muy sensibles a la temperatura y si la energía es baja son poco sensibles.

b).- El efecto que tiene la temperatura en una reacción es mucho mayor a temperatura baja que a la alta.

LOS CATALIZADORES

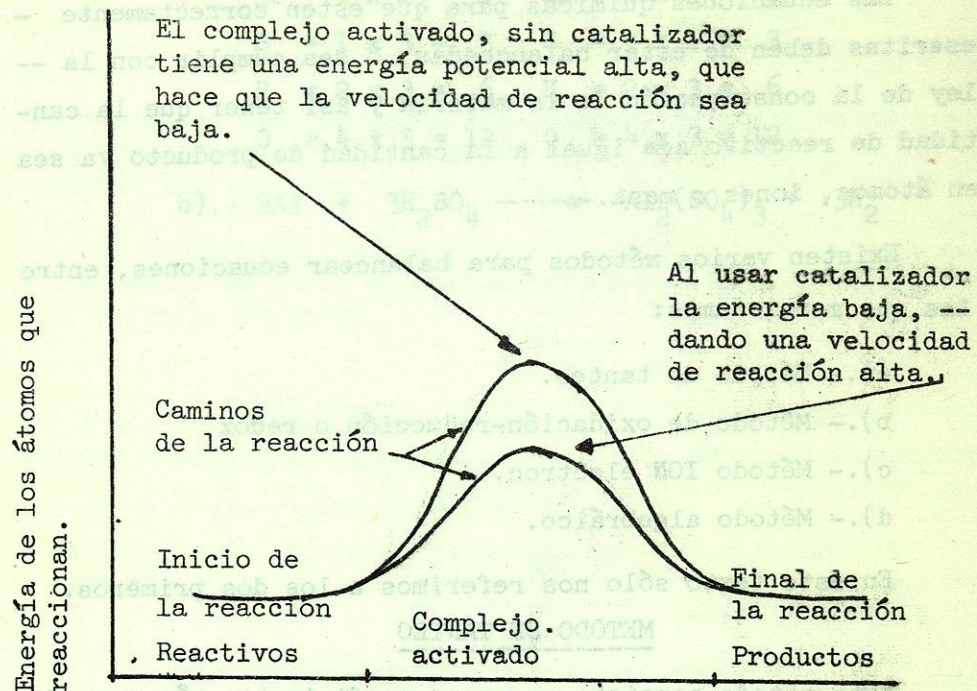
La velocidad de un gran número de reacciones está afectada por la presencia de sustancias que no son los reactivos ni los productos de la reacción. A éstas sustancias se les llama catalizadores y pueden acelerar o retardar la velocidad de una reacción. Si aceleran la reacción se les llama catalizadores positivos, y si la retardan se les denomina catalizadores negativos.

Los catalizadores tienen la propiedad de hacer variar la velocidad de las reacciones en miles de veces, pero, la característica más importante -

1020115251

es su selectividad, entendiéndose por selectividad, la propiedad que posee un catalizador para modificar sólo la velocidad de ciertas reacciones específicas, no afectando a las demás que forman el proceso.

De acuerdo con la Teoría de Transición, el catalizador reduce la barrera de energía potencial que hay que traspasar para que los reactivos formen productos. Una disminución de ésta energía -- trae como consecuencia una disminución en la energía de activación para la reacción, lo que trae como resultado un aumento en la velocidad de reacción.



GRAFICA QUE MUESTRA LA ACCION DE UN CATALIZADOR

BALANCEO DE ECUACIONES QUIMICAS

Las ecuaciones químicas para que esten correctamente escritas deben de estar balanceadas, o sea cumplir con la ley de la conservación de la materia y así tener que la cantidad de reactivo sea igual a la cantidad de producto ya sea en átomos, iones o masa.

Existen varios métodos para balancear ecuaciones, entre las que mencionamos:

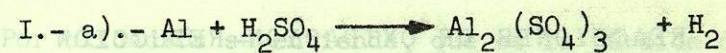
- Método de tanteo.
- Método de oxidación-reducción o redox
- Método ION electron.
- Método algebraico.

En este texto sólo nos referimos a los dos primeros.

METODO DE TANTEO

Este método consiste en poner coeficientes más pequeños que hagan que el número de átomos de cada elemento queden igual, tanto en reactivos como en los productos siguiendo el orden que se te presenta a continuación.

- Primero los metales.
- Después los no metales.
- Por último hidrógeno y oxígeno.



$$\text{Al} = 1 \times 2 = 2 \quad \text{Al} = 2 \times 1 = 2$$

$$\text{S} = 1 \times 3 = 3 \quad \text{S} = 3 \times 1 = 3$$

$$\text{H} = 2 \times 3 = 6 \quad \text{H} = 2 \times 3 = 6$$

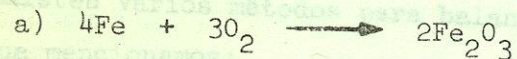
$$\text{O} = 4 \times 3 = 12 \quad \text{O} = 4 \times 3 = 12$$



REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION

Se puede afirmar que en Química, las reacciones más importantes son las de oxidación-reducción.

En un principio se denominaban reacciones de oxidación a las reacciones que en una de las sustancias reaccionantes cedían oxígeno a otros, o era capaz de sustraerles hidrógeno, por ejemplo.



En la ecuación (a) el oxígeno se une al hierro para formar el óxido férrico y en la segunda (b) el cloro sustrae el hidrógeno y deja solo el azufre.

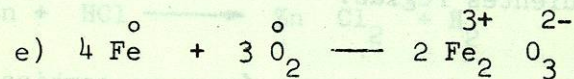
En cuanto a las reacciones de reducción eran aquellas en que una sustancia (llamada reductora) sustraía oxígeno, o cedía hidrógeno.



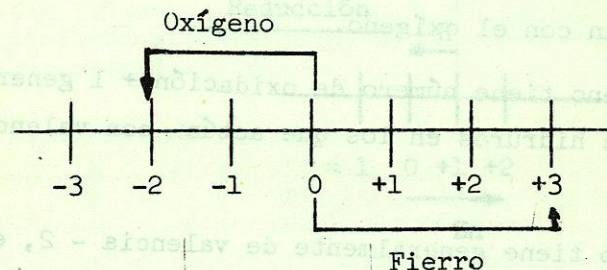
En la ecuación (c) el carbono le quita el oxígeno al hierro y en la (d) el agua cede hidrógeno.

En la actualidad las reacciones de oxidación-reducción, se definen con un criterio más amplio, diciendo que son aquellas en las cuales hay un cambio en el número de oxidación en algunos de los elementos que forman las fórmulas de la ecuación.

Por oxidación se entiende, que es la pérdida de electrones, o un aumento hacia un valor más positivo del número de oxidación y como Reducción la ganancia de electrones, o una disminución hacia un valor menos positivo del número de oxidación (o valencia)



En la ecuación (e) se observa que el Fe de cero pasa a 3+, es decir se oxida porque pierde electrones o su valencia toma un valor positivo.



El oxígeno de cero pasa a 2-, o sea se reduce ya que gana electrones o su valencia disminuye hacia un valor menos positivo.

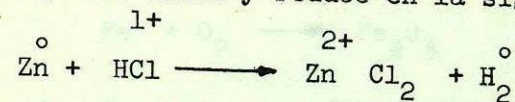
APLICACION

Para encontrar que se oxida y que se reduce en una ecuación, es conveniente recordar los números de oxidación y tener en cuenta las siguientes reglas.

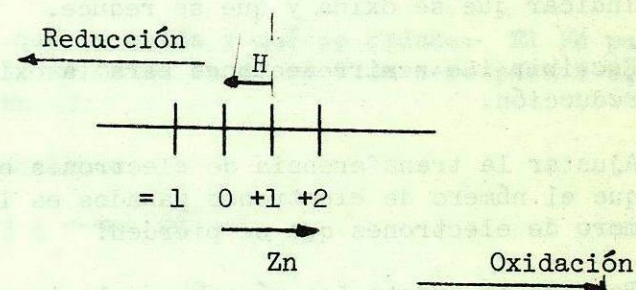
- 1.- Para cualquier elemento libre o átomo no combinado, su número de oxidación es cero.
- 2.- Los no metales tienen números de oxidación negativos cuando se combinan directamente con los metales, y positivos si se combinan con el oxígeno.
- 3.- El hidrógeno tiene número de oxidación + 1 generalmente, menos en los hidruros en los que actúa con valencia de - 1.
- 4.- El oxígeno tiene generalmente de valencia - 2, excepto en los peróxidos en los que actúa con -1.
- 5.- Los metales tienen números de oxidación positivos en todos los compuestos.
- 6.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un compuesto, su suma es cero.
- 7.- Al sumar algebraicamente los números de oxidación de los átomos que forman un ión poliatómico, su suma es igual a la carga del ión.

Problemas:

¿Que se oxida y reduce en la siguiente ecuación?



El Zn pasa de cero a 2 + se oxida en 2 + el H de + 1 pasa a 0 se reduce en - 1.



BALANCEO DE ECUACIONES POR EL METODO
DE OXIDACION-REDUCCION (REDOX)

PASOS

- 1.- ESCRIBIR LA ECUACION ESQUELETICA.
- 2.- Escribir los números de oxidación a todos los átomos presentes en cada fórmula y luego borrar los que no sufren cambio en Valencia.
- 3.- Indicar que se oxida y que se reduce.
- 4.- Escribir las semirreacciones para la oxidación y la reducción.
- 5.- Ajustar la transferencia de electrones basándose en que el número de electrones ganados es igual al número de electrones que se pierden.
- 6.- Tomando en cuenta los números en la igualdad de electrones, escribir los coeficientes en la ecuación dada.
- 7.- Comprobar que hay la misma cantidad de átomos, tanto en los reactivos como en los productos.

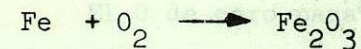
EJEMPLO I

Dada la siguiente ecuación balancear por el método redox.



PASOS

- 1.- Esqueleto de la reacción.

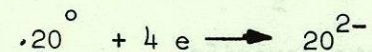
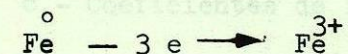


- 2.- Escribir los números de oxidación dejando solo los que sufren cambio.

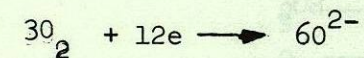
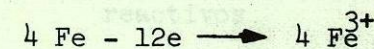


- 3.- Indicar qué se oxida y qué se reduce. El Fe pasa de cero a +3, se oxida en 3+ el 0 de cero pasa a -2, se reduce en -2.

- 4.- Semirreacciones



- 5.- Ajustar los electrones, para que electrones perdidos sea igual a electrones ganados.



- 6.- Escribir los coeficientes en la ecuación del paso anterior se observa que los coeficientes serán 4, y 3 para el Fe y el oxígeno respectivamente. En el producto el coeficiente será 2 ya que en la semirrea---

cción hay 4 fierros que se dividen entre el subíndice del fierro del óxido férrico y da 21, por lo tanto.

La ecuación balanceada es:



7.- Comprobación:

Átomos en los reactivos = Átomos en el producto

$$4 \text{ --- } \text{Fe} \text{ --- } 2 \times 2 = 4$$

$$3 \times 2 = \frac{6}{10} \text{ --- } 0 \text{ --- } 2 \times 3 = \frac{6}{10}$$

EJEMPLO 2

Balancear por redox la siguiente ecuación.



1.- Ecuación



2.- Números de oxidación

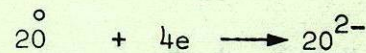
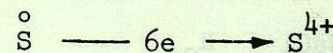


3.- Se oxida y se reduce:

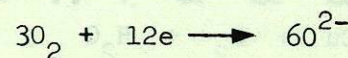
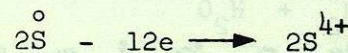
El S de 2- pasa a 4+, se oxida en 6+

El O de cero pasa a 2-, se reduce en 2-

4.- Semirreacciones:



5.- Ajuste de los electrones.



6.- Coeficientes de la ecuación



7.- Comprobación

átomos en los reactivos

átomos en el producto

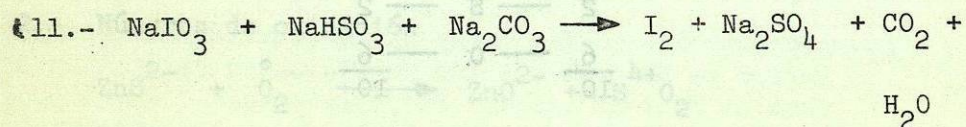
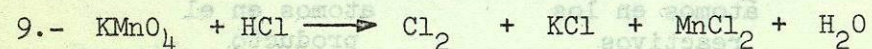
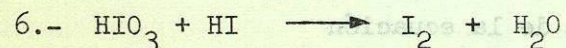
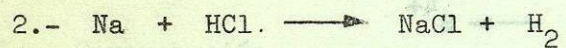
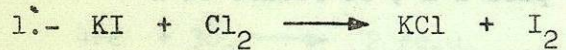
$$2 \text{ --- } \text{Zn} \text{ --- } 2$$

$$2 \text{ --- } \text{S} \text{ --- } 2$$

$$\frac{6}{10} \text{ --- } 0 \text{ --- } \frac{6}{10}$$

P R O B L E M A S

BALANCEAR LAS SIGUIENTES ECUACIONES POR EL METODO REDOX



u n i d a d 3

OBJETIVO PARTICULAR:

Al término de la unidad, el alumno: aplicará los principios estequiométricos en la realización de cálculos químicos.