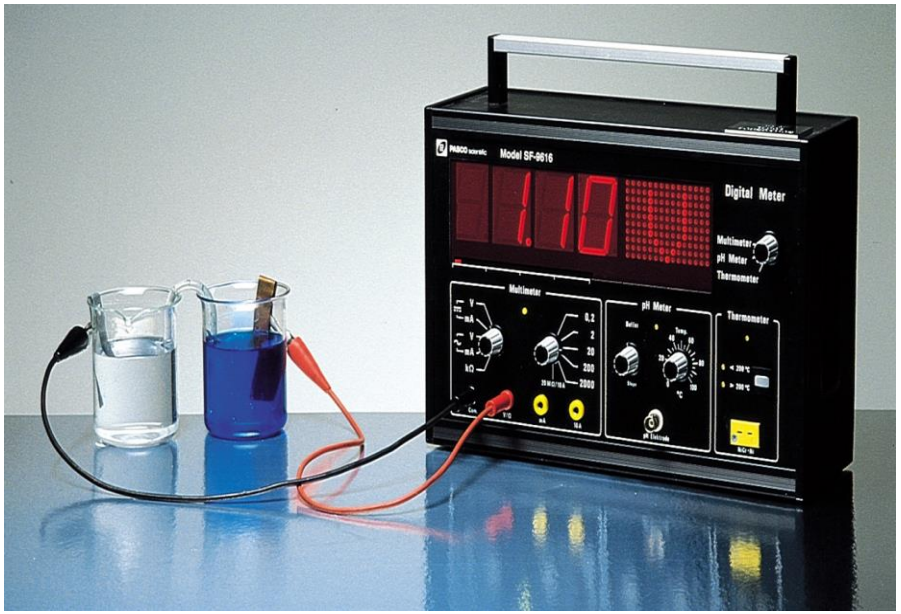
UNIDAD N°1:
Fenómenos químicos del entorno y sus efectos

PABLO NERUDA
LPN
TEMUCO

3º N "DIFERENCIADO QUIMICO"

Profesora: Ximena Parra Riquelme

Reacciones Químicas de Óxido - Reducción (Redox).



Objetivo de aprendizaje OA 2:
Explicar por medio de investigaciones experimentales y no experimentales fenómenos ácido-base, de óxido-reducción y de polimerización-despolimerización presentes en sistemas naturales y en aplicaciones tecnológicas.

Estudiantes , les envío el ppt con las respuestas a las actividades que ustedes tenían que realizar en casa.
En esta misma presentación agregué más contenido y ejercicios.
Les envío el texto de estudio de Química 3° y 4° medio, como apoyo según lo conversado en clases.

Espero sus consultas a mi correo xparra@liceopablonerudatemuco.cl

Actividad N°1

1.- Determinar el número de oxidación de cada elemento que forman los siguientes especies

1.1 $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

1.2 $P + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + NO$

1.3 $HNO_3 + Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + H_2O + NO$

1.4 $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

EDO ⟹

1.1 $\overset{+1-2+1}{NaOH} + \overset{+1-1}{HCl} \rightarrow \overset{+1-1}{NaCl} + \overset{+1-2}{H_2O}$

1.2 $\overset{0}{P} + \overset{+1+5-2}{HNO_3} \rightarrow \overset{+1+5-2}{H_3PO_4} + \overset{+2-2}{NO}$

1.3 $\overset{+1+5-2}{HNO_3} + \overset{+2}{Fe^{+2}} \rightarrow \overset{+3}{Fe^{+3}} + \overset{+1-2}{H_2O} + \overset{+2-2}{NO}$

1.4 $\overset{0}{H_2} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{+1-2}{H_2O}$

1.5 $\overset{+2}{Fe^{2+}} + \overset{+7}{Mn^{7+}} \rightarrow \overset{+3}{Fe^{3+}} + \overset{+2}{Mn^{2+}}$

1.6 $\overset{0}{Zn} + \overset{+5\ -2}{NO_3^-} \rightarrow \overset{+2}{Zn^{+2}} + \overset{+4-2}{NO_2}$

1.7 $\overset{+1-2}{H_2S} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{0}{S} + \overset{+1-2}{H_2O}$

1.8 $\overset{+7\ -2}{MnO_4^-} + \overset{-1}{I^-} \rightarrow \overset{+4\ -2}{MnO_2} + \overset{+5\ -2}{IO_3^-}$

Actividad N°2

De los ejercicios de la actividad N°1, determine quien se oxida y reduce, escriba porqué según ejemplos N° 1 y 2.

1.1 $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$ si revisamos sus números de oxidación no hay cambios, esta ecuación no es redox, es molecular

1.2 $P + HNO_3 \rightarrow H_3PO_4 + NO$

P= 0 a +5 0 1 2 3 4 5 ¿Qué ocurre?

aumenta su número de oxidación = se oxida

N= +5 a +2 2 3 4 5 ¿Qué ocurre?

disminuye su número de oxidación = se reduce

Entonces: decimos que es una ecuación redox

un átomo se oxida y el otro se reduce

1.3 $HNO_3 + Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + H_2O + NO$

Fe= +2 a +3 2 → 3 ¿Qué ocurre?

aumenta su número de oxidación = se oxida

N= +5 a +2 2 ← ~~3 4~~ 5 ¿Qué ocurre?

disminuye su número de oxidación = se reduce

Entonces: decimos que es una ecuación redox

un átomo se oxida y el otro se reduce

1.4 $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

H= 0 a +1 0 → 1 se oxida

O= 0 a -2 -2 ← ~~-1~~ 0 se reduce

Por lo tanto esta también es una ecuación redox

1.5 $Fe^{2+} + Mn^{7+} \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$

Fe= +2 a +3 2 → 3 se oxida

Mn= +7 a +2 2 3 4 5 6 7 ← se reduce

Esta es una ecuación redox

1.6 $Zn + NO_3^- \rightarrow Zn^{+2} + NO_2$

Zn= 0 a +2 0 1 → 2 se oxida

N= +5 a +4 4 ← 5 se reduce

Corresponde a una ecuación óxido-reducción

1.7 $H_2S + O_2 \rightarrow S + H_2O$

S= -2 a 0 -2 -1 0 aumenta su EDO, se oxida

O= 0 a -2 -2 -1 0 disminuye su EDO, se reduce

Como hay cambios en el número de oxidación,
Corresponde a una ecuación redox.

1.8 $MnO_4^- + I^- \rightarrow MnO_2 + IO_3^-$

I= -1 a +5 -1 0 1 2 3 4 5 se oxida, aumenta EDO

Mn= +7 a +4 4 5 6 7 se reduce, disminuye EDO

Es una ecuación redox

Usaremos otros ejemplos, donde incorporaremos otros conceptos relacionados con la oxidación y la reducción.

Oxidación, reducción
y reacción de oxidación-reducción o redox

$$\overset{+3}{Fe_2}\,\overset{-2}{O_3} + 3\overset{+2}{C}\,\overset{-2}{O} \rightarrow 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}\,\overset{-2}{O_2}$$

Fe **gana electrones**
y se **reduce** de +3 a 0

C **pierde electrones**
y se **oxida** de +2 a +4

Fe_2O_3 es el agente oxidante

CO es el agente reductor

Fe_2O_3 se reduce a Fe

CO se oxida a CO_2

$$\overset{0}{Cu}(s) + 2\overset{+1}{Ag^+}(ac) \rightarrow \overset{+2}{Cu^{2+}}(ac) + 2\overset{0}{Ag}(s)$$

Ag **gana electrones**
y se **reduce** de +1 a 0

Cu **pierde electrones**
y se **oxida** de 0 a +2

Ag^+ es el oxidante

Cu es el reductor

Ag^+ se reduce a Ag

Cu se oxida a Cu^{2+}

Entonces

Agente oxidante, es la sustancia que hace que otra se oxide.

Agente reductor es la que hace que otra se reduzca.

Ejercicio

Para las ecuaciones propuestas en la actividad N°2 señale:

El agente oxidante

El agente reductor

Utilice para realizar la actividad los ejemplos de la página anterior.

Entonces la sustancia que se oxida o se reduce está transfiriendo electrones en una reacción que debe ser iónica y redox

Una forma de estudiar las reacciones Redox es mediante las semi–reacciones de oxidación y reducción.

Para ello debe determinar cual es la sustancia que se oxida y cuál es la que se reduce.

semirreacción de oxidación SRO

semirreacción de reducción SRR

Entonces, determinamos el número de oxidación y después las semirreacciones

EDO ⇨

$$\overset{0}{Cu}(s) + 2\,\overset{+1}{Ag}^{+}(ac) \rightarrow \overset{+2}{Cu}^{2+}(ac) + 2\,\overset{0}{Ag}(s)$$

$$Cu \longrightarrow Cu^{2+} \qquad \text{SRO}$$

$$Ag^{+} \longrightarrow Ag \qquad \text{SRR}$$

¿Porqué el Cu se oxida y el Ag+ se reduce?

.....

Ahora, escriba las semirreacciones para esta ecuación que usted ya trabajó en la actividad N°2

Ejercicio N°1

$$Fe^{2+} + Mn^{7+} \rightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$$

Ejercicio N°2

$$Cl_2 + Br^- \longrightarrow Br_2 + Cl^-$$

Determine:

Número de oxidación……

Quien se oxida, se reduce……

Quien es el agente oxidante y reductor. …….

Semirreacciones de oxidación y reducción…..

Próxima sesión

Igualación de ecuaciones Redox

Átomos simples