

9.- Explique la acción del cloro en los plaguicidas organoclorados.

---



---



---



---

BIBLIOGRAFIA:

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

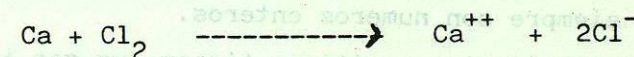


---

## OXIDO-REDUCCION

### INTRODUCCION:

Generalizando, todas las reacciones son de oxidación reducción o ácido base. Por oxidación se entiende la pérdida de electrones y por reducción, la adquisición de electrones. Ambos fenómenos tienen que ocurrir simultáneamente y las reacciones en que hay oxidación-reducción (reacciones redox) pueden describirse también como reacciones de transferencia de electrones:



En esta reacción, el átomo de calcio ( $\text{Ca}^0$ ) (el número de oxidación de un elemento es cero) perdió 2 electrones, se oxidó, convirtiéndose en ión  $\text{Ca}^{++}$ , actuando de agente reductor del par de átomos de cloro que adquirieron los dos electrones convirtiéndose en dos iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) (cada átomo se redujo). El cloro actuó de agente oxidante del calcio.

La valencia es un concepto fundamental cuyo significado íntimo ha sido muy discutido. Se ha definido como la capacidad de combinación de un elemento y también como el número de átomos de hidrógeno o su equivalente, con que un átomo del elemento se puede combinar o desplazar. En los enlaces iónicos o polares la valencia corresponde al número de electrones que un átomo puede perder o ganar en su capa más externa.

Así la valencia de cada ión es igual a su carga, por ejemplo: En  $\text{BaCl}_2$ , el bario ( $\text{Ba}^{++}$ ) es divalente positivo porque perdió 2 electrones. El cloro ( $\text{Cl}^-$ ) adquirió esos electrones y puesto que hay 2  $\text{Cl}^-$  y 2 electrones, cada uno tomó un electrón, el (Cl) es monovalente negativo. Como en todo compuesto iónico, la suma de las cargas positivas y negativas es cero.

Los radicales iónicos o grupos de átomos que permanecen constantes en diferentes reacciones químicas, se considera que tienen una valencia constante. Así el ión amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) tiene una valencia positiva; y el ión nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) tiene una valencia negativa; el ión sulfato ( $\text{SO}_4^{++}$ ) dos valencias negativas y el ión fosfato ( $\text{PO}_4^{-3}$ ) tres valencias negativas. En los enlaces covalentes o covalentes coordinados, la valencia de un átomo es la suma de

los enlaces en que participa, por ejemplo en el metano  $\text{CH}_4$ , el carbono es tetravalente porque está unido al hidrogeno por 4 valencias.

Las siguientes reglas ayudan a determinar la valencia de un átomo:

- Los elementos libres tienen valencia cero.
- El oxígeno actúa como divalente negativo y el hidrógeno como monovalente positivo (o negativo en los hidruros metálicos)
- Un átomo puede tener varias valencias (el N, puede ser trivalente negativo, o pentavalente positivo).
- Las valencias siempre son números enteros.
- Las sumas de las valencias positivas tienen que ser igual a la suma de las negativas.

El número o estado de oxidación es la carga eléctrica positiva asignada a cada átomo o ión monoatómico de acuerdo con las reglas siguientes:

- Los átomos de los elementos libres ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_3$ ) tienen un número de oxidación cero.
- La suma de los números de oxidación de los átomos de un compuesto neutro tiene que ser cero.
- El número de oxidación de los iones monoatómicos es igual a la carga del ión ( $\text{Fe}^{+++}$ , Número de oxidación 3;  $\text{Mg}^{++}$  número de oxidación 2).
- En los compuestos covalentes los electrones de cada par de átomos son asignados al átomo más electronegativo que modifica su número de oxidación en número igual al de electrones sustraídos; tal como el amoníaco  $\text{NH}_3$ , donde el nitrógeno se le asignan 3 electrones y el número de oxidación -3. A cada hidrógeno al que se asigna la pérdida de 1 electrón, le corresponde el número de oxidación de +1.
- Si los enlaces covalentes son compartidos por átomos idénticos, los electrones se dividen igualmente entre éstos.
- El Número de oxidación de los átomos que lo constituyen; el ión  $\text{ClO}_4^-$  tienen un número de oxidación -1, ya que  $(+7) + 4(-2) = -1$ .

Ejemplo: Encuentre el número o estado de oxidación del elemento que indica en cada uno de los siguientes iones poliatómicos y moléculas:

a) Cr en el  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ;

b) As en el  $\text{AsO}_4^{3-}$

c) Al en  $\text{LiAlH}_4$

d) Mn en el  $\text{MnO}_4^-$

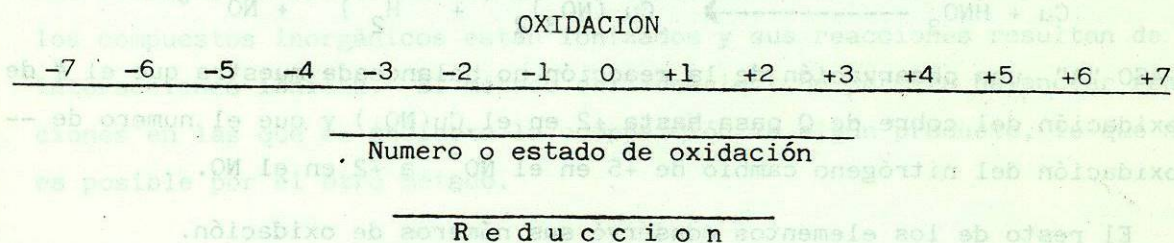
RESPUESTA:

Considerando X como el número de oxidación del elemento solicitado, -2 el número de oxidación y -1 el número de oxidación del hidrógeno en el compuesto C por ser un hidruro, tenemos:

- $2X + 7(-2)$ , por lo tanto  $X = +6$ , # de oxidación del Cr
- $X + 4(-2) = 3$ , por lo tanto  $X = +5$ , # de oxidación del As
- $X + 1 + 4(-1) = 0$  por lo tanto  $X = +3$ , # oxidación del Al
- $X + 4(-2) = -1$ , por lo tanto  $X = +7$ , # de oxidación del Mn

El siguiente diagrama resume los conceptos sobre oxidación-reducción.

El siguiente diagrama resume los conceptos sobre oxidación-reducción.



Balancee las reacciones de oxidación-reducción (redox).

Muchas reacciones se pueden balancear por tanteos hasta que en ambos miembros de la reacción hay cantidades iguales de todos y cada uno de los

átomos participantes. La mayoría de las reacciones redox son complejas y requieren un método sistemático para ser balanceadas. Este puede ser:

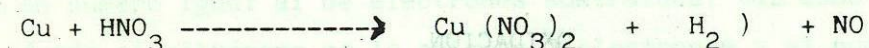
- El del cambio en el número de oxidación o transferencia de electrones.
- El del electrón-ión.

#### Balance de reacciones por el método del número de oxidación.

Algunos de los pasos aquí indicados se pueden eliminar en algunas reacciones o al adquirir prácticas.

- Observar con cuidado la reacción no balanceada, buscando elementos que hayan cambiado de número de oxidación.
- Expresar éste cambio de números de oxidación escribiendo las reacciones electrónicas parciales correspondientes.
- Balancear las reacciones electrónicas parciales tanto por lo que hace el número de electrones como por el número de componentes químicos.
- Substituir los coeficientes de las reacciones electrónicas parciales en la reacción no balanceada.
- A partir de las reacciones electrónicas parciales, balancear el resto de los elementos y grupos atómicos que hay en la reacción no balanceada. El orden usual es: elementos positivos (diferentes del hidrógeno) iones o grupos atómicos negativos, hidrógeno y oxígeno.

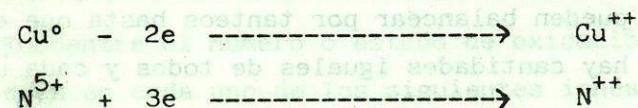
Ejemplo: Balancear la siguiente reacción por el método del # de oxidación:



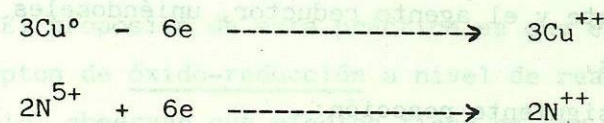
PASO "A" una observación de la reacción no balanceada muestra que el # de oxidación del cobre de 0 pasa hasta +2 en el  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y que el número de oxidación del nitrógeno cambia de +5 en el  $\text{NO}_3^-$  a +2 en el  $\text{NO}$ .

El resto de los elementos conservó sus números de oxidación.

PASO "B" Las reacciones electrónicas parciales son:



PASO "C" las reacciones electrónicas parciales balanceadas son:



PASO "D" La reacción aún no está balanceada, ya que sólo hay 2 grupos nitrato ( $\text{NO}_3$ ) en los reaccionantes y hay 6 en los productos; tampoco la cantidad de  $\text{H}_2\text{O}$  producida está de acuerdo con el número de átomos de oxígeno del  $\text{NO}_3^-$  que no aparecen en el  $\text{NO}$  añadiendo por tanteo 6 de  $\text{HNO}_3$  y realizando los cambios necesarios en los coeficientes de los productos queda balanceada la reacción:



#### Balance de reacciones por el método de ión electrón.

Este método debe aplicarse a reacciones en disolución.

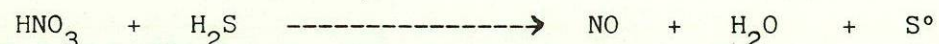
Se supone que toda la reacción de oxidación-reducción se puede descomponer en dos etapas; una en que el agente reductor pierde electrones y otra en que el agente oxidante gana electrones. Cada proceso se representa por una reacción parcial, que primero se balancea por el número de átomos y después por el de electrones se multiplica cada reacción parcial por un número que dé igual cantidad de electrones en las dos reacciones y, luego se suman -- las dos reacciones y se simplifican cancelando iones y moléculas.

Este método aunque artificial como el del número de oxidación, tiene algunas ventajas sobre el último, así en soluciones acuosas, la mayoría de los compuestos inorgánicos están ionizados y sus reacciones resultan de interacciones iónicas. El método del ión-electrón permite balancear reacciones en las que es incierta la composición de algún producto, lo que no es posible por el otro método.

Para cálculos en que intervienen masas de reaccionantes o productos, la reacción iónica se puede convertir en reacción molecular combinando los pares de iones apropiados para formar moléculas de compuestos conocidos, las reacciones parciales consideradas en el método del ión-electrón

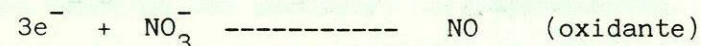
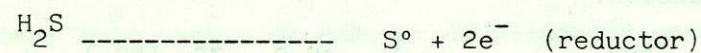
realmente pueden ocurrir en una pila galvánica en que se tengan en recipientes separados, el agente oxidante y el agente reductor, uniéndoseles mediante un puente salino y dos polos.

Ejemplo: Balancear la siguiente reacción:

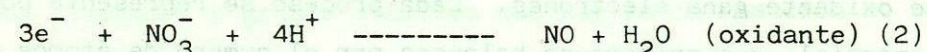
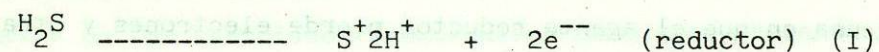


Respuesta:

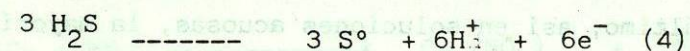
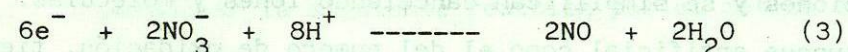
La reacción se lleva a cabo en agua y van a participar iones o moléculas como la del  $\text{H}_2\text{S}$  que se disocia muy poco, por lo que se tienen los siguientes pesos imaginarios:



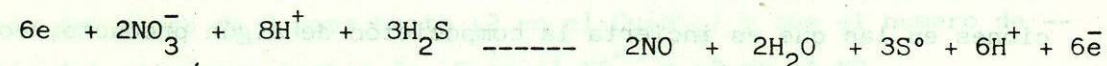
Las reacciones parciales balanceadas por el número de átomos y luego por el de electrones son:



Multiplicando la ecuación (1) por el número de electrones de la (2) y ésta por electrones de la (1) tenemos:



Sumando las reacciones 3 y 4 y cancelando términos comunes:



nos queda:  $2\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{S} \longrightarrow 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^\circ$

Como reacción molecular tenemos:



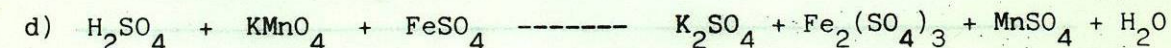
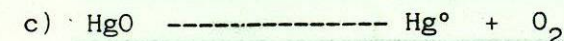
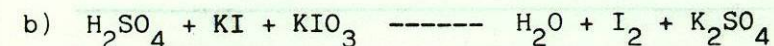
OBJETIVO:

El propósito de esta práctica es que el alumno aprenda a manejar los conceptos de óxido-reducción a nivel de reacciones efectuadas en el laboratorio, observar qué efectos tiene en los átomos o iones al intercambio de electrones y ver el efecto que esto representa en las soluciones en que se encuentran estos átomos o iones. En sí, comprobar en la práctica lo que en teoría se conoce.

MATERIAL	REACTIVOS
10 Tubos de ensayo de 18x150	$\text{KMnO}_4$ 0.5%
8 Frascos goteros de 25ml.	$\text{FeSO}_4$ 5%
1 Gradilla	$\text{HgO}$
Clavos de 1 pulgada	$\text{CuSO}_4$
2 Pipetas de 5 ml.	$\text{KIO}_3$
1 Mechero	$\text{K}_2\text{SO}_4$
1 Pinzas para tubo	$\text{KI}$ $\text{SN}$

PARTE EXPERIMENTAL: \* Correr un blanco de cada reacción.

- Introducir durante 3-5 minutos en la solución de sulfato de cobre un clavo de hierro.
- Añadir 0.5N 2ml. de la solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2N y 2-3 gotas de solución de yoduro de potasio 5N más 2 o 3 gotas de  $\text{KIO}_3$ . 5N Demostrar la presencia de yodo adicionando 2 gotas de almidón.
- Colocar 0.3gr. de  $\text{HgO}$  en un tubo de ensayo y calentarlo al mechero hasta oxidación completa. Observar.
- Coloque 4 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluido 1:4 y añádale 4 gotas de  $\text{KMnO}_4$  al 0.5% y después adicione 1ml. de  $\text{FeSO}_4$  al 5% agite y observe.



RESULTADOS:

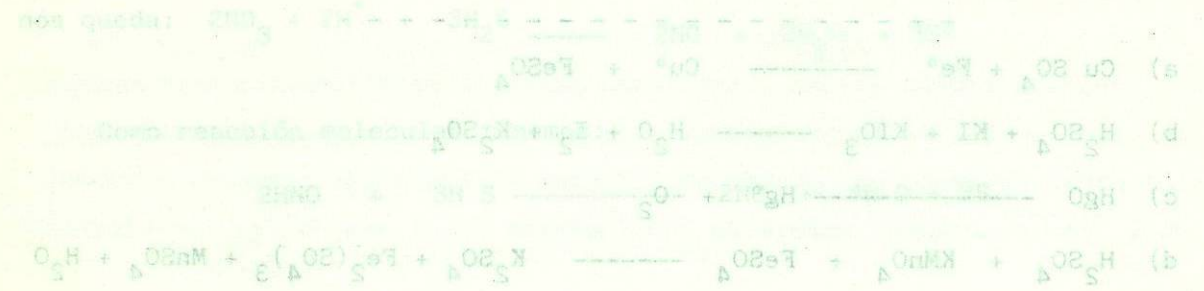
1.- Escribir y balancear cada una de las reacciones efectuadas.

conceptos de óxido-reducción a nivel de reacciones efectuadas en el laboratorio, observar que efectos tiene en los átomos o iones al intercambio de electrones y ver el efecto que esto representa en las soluciones en que se encuentran estos átomos e iones. En el computador en la práctica lo que en teoría se conoce.

- MATERIAL:
- 10 Tubos de ensayo de 15x150
  - 8 Frascos goteros de 5ml.
  - 1 Gradilla
  - Clavos de 1 pulgada
  - 2 Pipetas de 5 ml.
  - 1 Mechero Bunsen
  - 1 Pinzas para tubos
- REACTIVOS:
- $KMnO_4$  0.5%
  - $FeSO_4$  5%
  - $KIO_3$
  - $K_2S_2O_8$
  - $KI$  5%

2.- Elaborar una tabla de reacciones con todas las observaciones. (cambios de color, aparición o desaparición de precipitado, desprendimiento de gases, si las reacciones son exotérmicas o endotérmicas, velocidad de reacción, etc.).

- a) Introducir durante 3-5 minutos en la solución de  $FeSO_4$  un clavo de hierro.
- b) Añadir 0.5M  $KIO_3$  a la solución de  $FeSO_4$  y 1-2 gotas de  $K_2S_2O_8$  a la solución de  $FeSO_4$  más 2-3 gotas de  $KIO_3$ . Demostrar la presencia de yodo adicionando 2 gotas de almidón.
- c) Colocar 0.3gr. de  $HgO$  en un tubo de ensayo y calentarlo al mechero hasta oxidación completa. Observar y registrar.
- d) Colocar 4 gotas de  $H_2SO_4$  diluido 1:4 y añadirle 4 gotas de  $KMnO_4$  al 0.5% y después adicione 1ml. de  $FeSO_4$  al 5% agite y observe.



CONCLUSIONES

primera reacción de la práctica ?  
\_\_\_\_\_

de la reacción de la  
\_\_\_\_\_

PREGUNTAS:

- a) ¿ Porqué el hierro desplaza al cobre de la solución de sulfato de cobre ?  
 \_\_\_\_\_
- b) ¿ Qué aplicación a nivel industrial tiene el conocimiento de las reacciones redox ? explique.  
 \_\_\_\_\_
- c) Mencione si el  $KMnO_4$  es un agente reductor u oxidante y explique el porqué de su respuesta.  
 \_\_\_\_\_

- d) ¿ Cómo determinaría la presencia del fierro ++ (en solución en la primera reacción de la práctica) ?.

---



---



---



---

- e) Diga el tipo de reacciones que se llevó a cabo en la práctica.

---



---



---



---

- f) ¿ Cómo determinaría los gr. de Hg obtenidos en la reacción de la descomposición del HgO si colocara 0.5gr. de éste?

---



---



---

BIBLIOGRAFIA:

---



---



---



---



---



---



---



---



---



---

VELOCIDAD DE REACCIONES QUIMICAS

INTRODUCCION:

Todas las reacciones químicas ocurren con una rapidéz definida que depende principalmente del caracter de las sustancias que reaccionan - de la concentración de las mismas, temperatura, superficie espuesta y - presencia de catalizadores. La rapidez de algunas reacciones es muy -- grande, como en la formación del agua, cuando se hace reaccionar hidró - geno más oxígeno; en otras es muy lenta como en el enmohecimiento del - hierro; finalmente la rapidez de las reacciones que vamos a estudiar es -- tá entre éstos dos extremos.

Considerando la estructura submicroscópica de la materia (teórica) una reacción química solo puede ocurrir cuando los átomos, iones o molé - culas de las sustancias que reaccionan están en contacto por ello, la - rapidez de una reacción determinada dependerá de la frecuencia con la - cual choquen las partículas que reaccionan. Sin embargo, no todos los choques producen reacción química, porque no satisfacen los requisitos - energéticos para una reacción o en algunos casos, porque las moléculas no están alineadas adecuadamente para la reacción. En estos casos, las par - tículas sencillamente rebotan al chocar sin embargo, cualquier cambio en - las condiciones que aumente el numero de choques entre las partículas, de - be aumentar la rapidez de la reacción. Experimentalmente, se advierte -- que lo anterior es valedero. Por ejemplo, los siguientes cambios amen - tan la rapidez de las reacciones químicas.

- a) Aumento en las concentraciones de las sustancias que reaccionan.

Dado que aumente el numero de partículas en un volumen dado, los cho - ques serán más frecuentes.

- b) Aumento de la temperatura. Hace que las partículas se muevan rápidamen - te de modo que pueden presentar más choques en un tiempo dado. La fre - cuencia de choques también aumenta porque habrá mayor numero de molécu - las que tengan energía para la reacción. Con frecuencia, la rapidez - de una reacción química se duplica por cada 10°C. de temperatura.