



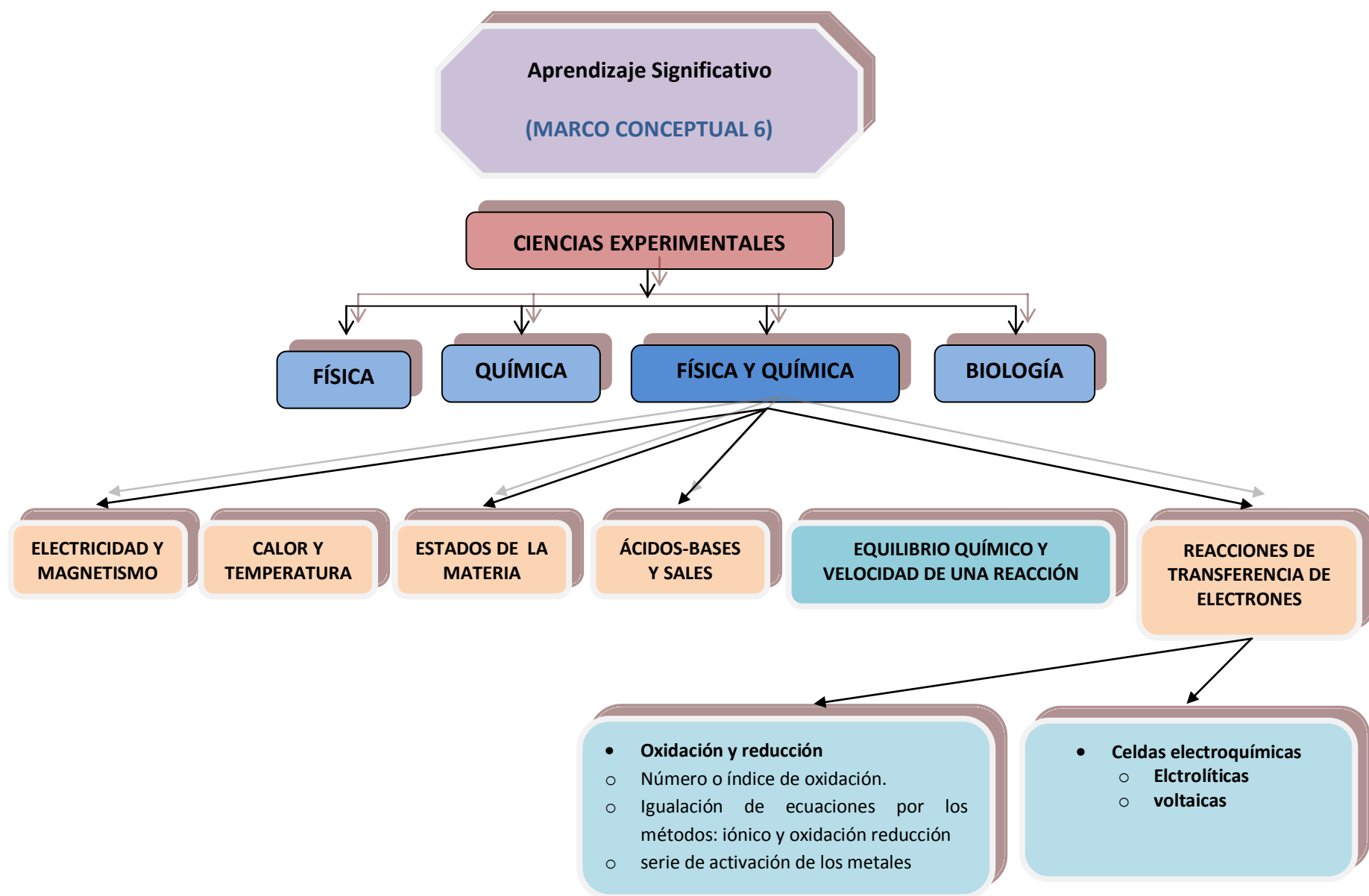
GUÍA DE APOYO DOCENTE

ASIGNATURA DE FÍSICA Y QUÍMICA

SEGUNDO CURSO – BLOQUE SEIS

TABLA DE CONTENIDO

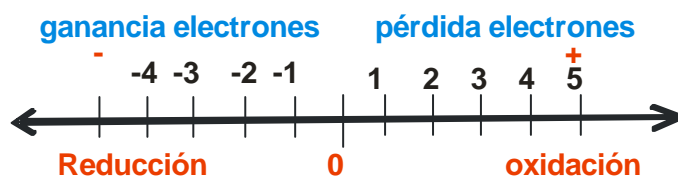
(MARCO CONCEPTUAL 6)	3
Bloque 6: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES	4
Objetivo.....	5
Destrezas con criterios de desempeño	6
Desarrollo del proceso pedagógico	6
RÚBRICAS PARA EVALUACIÓN CRITERIAL	14
GLOSARIO.....	17



Bloque 6: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

El bloque seis tiene como objetivo principal, el introducir al estudiante en el estudio de las reacciones redox, o de oxido-reducción, caracterizadas por la transferencia de electrones que se producen entre los elementos que participan.

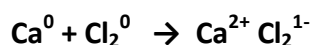
Las reacciones de transferencia de electrones son aquellas donde uno o más elementos se oxidan y uno o más elementos se reducen. Un elemento se oxida cuando aumenta su número o estado de oxidación, por lo tanto hay pérdida de electrones; y existe una reducción cuando el número de oxidación disminuye, lo que indica ganancia de electrones.



Recordemos que el número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.

Debemos seguir las siguientes reglas para poder determinar los estados de oxidación que no conozcamos:

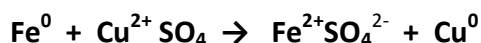
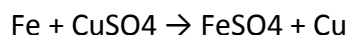
1. El número o estado de oxidación de un elemento sin combinar es cero (0).
2. El número o estado de oxidación del Hidrógeno en un compuesto es 1+, excepto cuando se combina con los metales en donde es 1-.
3. El número de oxidación del oxígeno en un compuesto es 2-, excepto en los peróxidos donde es 1-.
4. En iones simples, el número de oxidación es igual a la carga del ión.
5. En compuestos formados por no metales, el elemento de menor electronegatividad tendrá un número de oxidación positivo y el de mayor electronegatividad será negativo.
6. La suma algebraica de los números de oxidación en un compuesto es cero.



El calcio es el elemento que se oxida (pierde electrones, 2 por átomo) y el cloro es el elemento que se reduce (gana electrones, 1 por átomo).

En: $4\text{Fe}^0 + 3\text{O}_2^0 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}\text{O}_3^{2-}$

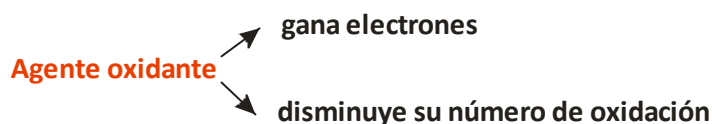
El hierro paso de estado de oxidación 0 (cero) a 3+, por lo tanto se oxida (pierde electrones), y el oxígeno paso de estado de oxidación 0 (cero) a 2-. Por lo tanto se reduce (gana electrones).



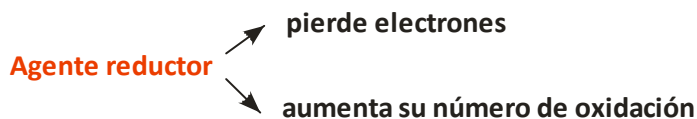
El hierro cambia su número de oxidación de 0 (cero) a 2+, por lo que se oxida, y el cobre cambia su número de oxidación de 2+ a 0 (cero) por lo que se reduce.

Definamos lo que se entiende por:

Agente oxidante. Es la especie química que acepta electrones (es el que se reduce).



Agente reductor. Es la especie química que pierde electrones (es el que se oxida).



Objetivo

Al finalizar el año lectivo el estudiante será capaz de:

- Definir los procesos de oxidación y reducción mediante el balanceo de ecuaciones redox al observar los cambios en el número de oxidación.
- Diseñar acciones con los estudiantes para concienciar en la comunidad sobre la importancia de no arrojar pilas y baterías a la basura y disminuir el elevado impacto ambiental.

Destrezas con criterios de desempeño

- Reconocer las reacciones redox en la naturaleza mediante el análisis de la estructura del átomo (C) (F)
- Balancear ecuaciones por el método del ión-electrón y por el del número de oxidación (C) (A)
- Diferenciar entre agentes oxidantes y reductores a través de una práctica de laboratorio y de la igualación de la reacción química resultante. (C) (F)
- Analizar el fundamento, las estructuras y el funcionamiento de las celdas electroquímicas (electrolíticas y voltaicas), a partir de la explicación de su utilidad en el mundo contemporáneo y de la observación científica en trabajos experimentales. (C) (F) (A) (E).

Desarrollo del proceso pedagógico

Actividades como estrategias para desarrollar destrezas por medio de procesos o pasos mentales.

Estrategias de aprendizaje = destreza + contenido + método + actitud

Prerrequisitos

Para introducirnos en un nuevo contenido (saberes conceptuales o fácticos), necesitamos recordar en este caso como se calcula o determina el número de oxidación de un elemento que posee varios estados de oxidación, en un compuesto determinado.

Obtener el número de oxidación del cromo en:

Dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Cromito de sodio NaCrO_2

Sulfato crómico $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$

Escribimos los estados de oxidación de los elementos, aplicando las reglas para obtener los números de oxidación, recordadas anteriormente, así:



Formamos una ecuación algebraica, como la suma de todos los números de oxidación debe dar igual a cero (0), tenemos:

$$2(1+) + x + (-14) = 0 \quad x = (14 - 2) / 2 \quad x = 6$$

De igual manera se procede con los siguientes compuestos.

Nuevos conocimientos.

Es necesario que el estudio parta de reacciones redox que los estudiantes observen en la vida cotidiana y de esta manera motivar su aprendizaje, como por ejemplo la oxidación de un clavo de hierro, la oxidación de una manzana, etc.

La mayoría de veces es muy difícil balancear las reacciones redox por prueba y error, por lo que debemos utilizar otros métodos, como: el método del ión – electrón, y el método del número de oxidación, que a continuación explicamos sus procedimientos:

Método del ión electrón. Hay que tomar en cuenta si la reacción se encuentra en un medio ácido o en un medio básico, ya que los pasos son un poco diferentes:

Para entender este método se debe tener claro las disociaciones de ácidos, bases y sales (electrolitos) estudiados en el Equilibrio Iónico. Los ácidos se disocian en H^+ y el anión negativo.

Ejemplo:



Las bases se disocian en el catión positivo y el OH^{1-}

Ejemplo:



Las sales se disocian en catión positivo y el anión negativo.

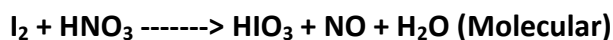
Ejemplo:



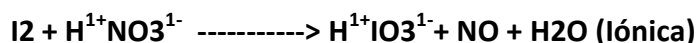
PASOS PARA IGUALAR ECUACIONES REDOX POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN

- 1.- Si la ecuación está en forma molecular pasarla a forma iónica. Aquí hay que tener en cuenta que los elementos libres, los óxidos, el H_2O y el H_2O_2 no se disocian, sólo se disocian los electrolitos (ácidos, bases y sales).

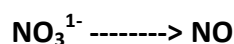
Ilustraremos todos los pasos con el siguiente ejemplo:



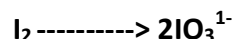
Se pasa a forma iónica;



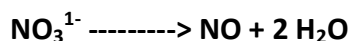
- 2.- Se escribe por separado el esqueleto de las ecuaciones iónicas parciales del agente oxidante y el agente reductor.



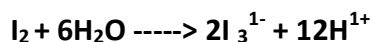
- 3.- Se balancea por tanteo (inspección) los átomos distintos de H y O :



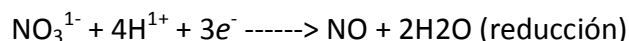
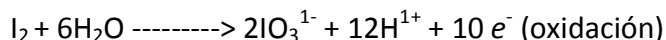
- 4.- Igualar los átomos de oxígenos agregando moléculas de H_2O para balancear los oxígenos:



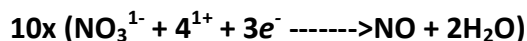
- 5.- Igualar los átomos de hidrógenos H^+ (iones hidrógenos) donde falta hidrógeno.



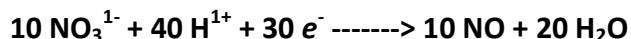
- 6.- Contar la carga total en ambos lados de cada ecuación parcial y agregar e^- en el miembro deficiente en carga negativa (-) o que tenga exceso de carga positiva (+)



- 7.- Igualar el número de e^- perdidos por el agente reductor, con los e^- ganados por el agente oxidante, multiplicando las ecuaciones parciales por los número mínimos necesario para esto.



8.- Súmese las dos medias reacciones cancelando cualquier cantidad de e⁻, H⁺, OH⁻ o H₂O que aparezca en ambos lados, con lo cual se obtendrá la ecuación finalmente balanceada.



SUMANDO:



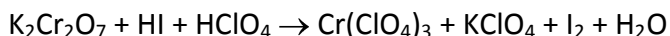
- Si la ecuación fue dada originalmente en forma iónica, ésta es la respuesta del problema.
- Si la ecuación fue dada originalmente en forma molecular; se trasladan estos coeficientes a la ecuación molecular y se inspeccionan el balanceo de la ecuación:



<http://clasesdequimica.blogspot.com/2009/10/redox-metodo-del-ion-electron-para.html>

SERIE DE ACTIVIDAD DE LOS METALES		
+ REACTIVIDAD -	Li	Los metales más reactivos son: Li, K, Ba y Na
	K	
	Ba	
	Na	El Litio es el metal más reactivo y por lo tanto puede desplazar a todos los que están debajo de él
	Mg	
	Al	
	Zn	
	Fe	El hidrógeno puede ser sustituido por los metales que están sobre él pero no por los que están debajo.
	Cd	
	Ni	
	Sr	
	Pb	Cuando un metal no puede sustituir a otro se debe indicar en la ecuación química: NO OCURRE.
	H	
	Cu	
	Hg	
	Ag	
	Au	

Identificar al elemento reductor y al elemento oxidante mediante el balanceo de una reacción redox, por el método del ión – electrón.



Pasos mentales:

1. Reconoce los conceptos propuestos.
2. Discrimina cada estilo mediante la relación y comparación.
3. Reconoce las características particulares de cada uno.
4. En la lámina que te doy a continuación aparecen diferentes estilos.

PASOS PARA IGUALAR UNA REACCIÓN REDOX POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN

Tenemos la siguiente reacción química:

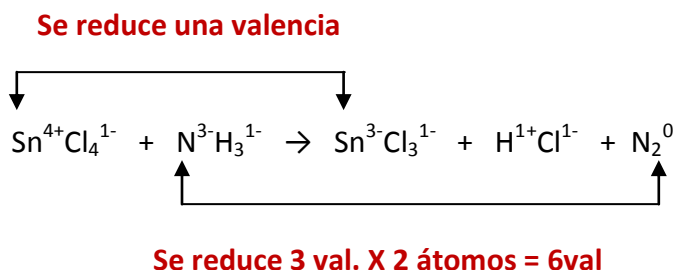


Reglas:

1. Se determina el número de oxidación de cada elemento en todos los compuestos.



2. Se identifica que elemento/s se oxida/n y elemento/s se reduce/n.

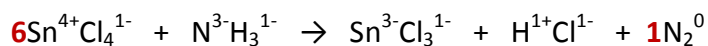


El estaño se reduce en una valencia, pasa de 4+ a 3+.

El nitrógeno se oxida en seis valencias, pasa de 3- a 0, 3 por cada átomo, como son 2 átomos multiplicamos por 2, el resultado es 6 valencias.

3. Se escribe como coeficiente el número de electrones (valencias) oxidadas en el compuesto en el que se encuentra el elemento reducido y viceversa. En la ecuación ya no se escriben los números de oxidación.

Si existen más de un elemento que se oxida o se reducen se sumaran para obtener las valencias oxidadas o reducidas.



Estos son los coeficientes preliminares, que muchas veces cambian al balancear la ecuación completamente.

4. Luego se termina de balancear la ecuación por prueba y error, siguiendo la regla que indica que: primero se igualan los metales (el que se ha oxidado o reducido), luego el no metal (el que se oxida o reduce), en tercer lugar el hidrógeno y por último los oxígenos si los hay. El uno (1) no se escribe.



Explicar el método del número de oxidación para el balanceo de una reacción redox, mediante una presentación en power point, frente a sus compañeros, demostrando seguridad en si mismo.

Pasos mentales:

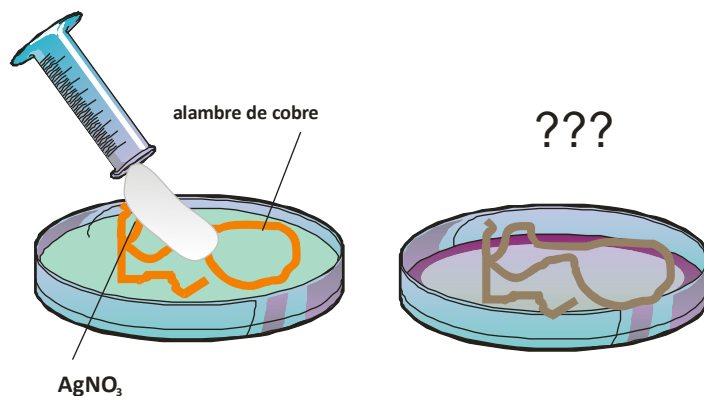
1. Definir que es lo que se va a explicar
2. Elaborar preguntas guías relacionadas con el propósito. (¿qué es? ¿qué característica tiene? ¿Qué pasos de resolución posee?)
3. Explicar ordenadamente (producto de la observación, comparación, relación, clasificación)
4. Darse cuenta del proceso a explicar

Indagar sobre la aplicación de las reacciones redox mediante la búsqueda de información en libros, internet, potenciando la **puntualidad y la confianza en si mismo**.

Pasos mentales:

1. Identificar y reconocer ideas, conceptos o teorías en varias fuentes de información.
2. Buscar lo más importante de las fuentes de información.

3. Simplificar lo complejo y poco claro.
4. Elaborar conclusiones precisas.

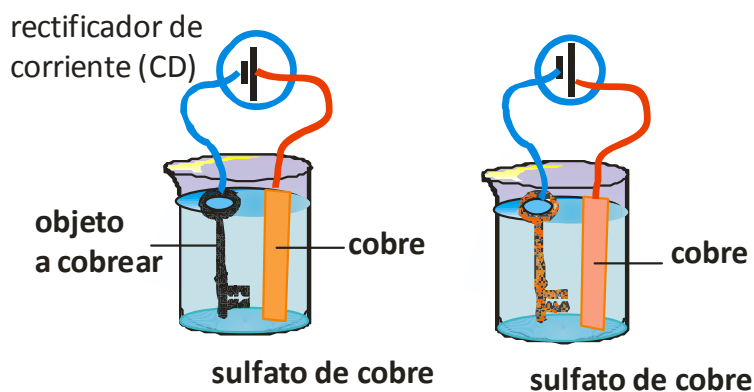


Explicar la reacción que se produce al combinar Cu (s) con nitrato de plata, mediante la observación y el análisis del experimento que se debe efectuar basandose en el gráfico adjunto.

Pasos mentales:

5. Definir que es lo que se va a explicar.
6. Elaborar preguntas guías relacionadas con el propósito. (¿qué es? ¿qué representa el cambio de color de la solución? ¿Qué sustancia se está formando sobre el alambre de cobre? ¿Cuál será la ecuación que representa esta reacción?)
7. Poner atención en las características relacionadas con las preguntas (observación)
8. Explicar ordenadamente (producto de la observación, comparación, relación, clasificación).
9. Registrar las características. Escribir la ecuación química.
10. Darse cuenta del proceso a explicar.

Aplicaciones: la electrodeposición:



Describir el proceso de la electrodeposición mediante la observación y análisis de la experiencia de laboratorio indicada en la figura.

Pasos mentales (el estudiante debe determinar los pasos mentales)

1. _____
2. _____
3. _____
4.

Predecir si el metal indicado puede desplazar al hidrógeno en el HCl mediante el análisis del cuadro sobre la actividad de los metales.

Metales: Cu, Mg, Ag, Fe, y Cd

Pasos mentales:

1.
2.
3.

RÚBRICAS PARA EVALUACIÓN CRITERIAL

EVALUACIÓN DEL VALOR DE LA: TOLERANCIA	siempre	Con frecuencia	A veces	Nunca
1. Acepta con respeto la opinión distinta de la propia.				
2. Argumenta cada vez que está en desacuerdo.				
3 .Respeta las opiniones por consenso.				
4 .Respeta la cultura distinta a la propia.				
5. Aprecia su origen y el de otros.				
6. Respeta los acuerdos tomados.				
7. Trabaja de manera constante.				
8. Respeta turnos.				
9. Sabe esperar instrucciones.				
10. Aprecia los puntos de vista.				
11. Crea un ambiente que favorece el trabajo en equipo.				
12. Actúa con libertad.				
13. Reconoce la diferencia individual.				
14. Propone formas de unión y respeto.				
15. Cuida de su aspecto personal.				
16. No se burla de otros(as).				
17. Es sensible a la injusticia.				
18. Reconoce sus errores, y los corrige.				
19. Enfrenta la adversidad como forma de crecimiento personal.				
20. Cuida su entorno, y educa a otros(as).				
21. Propone formas de convivencia al interior de su aula				

TOMADO DE: *Capacidades y valores como objetivos en la sociedad del conocimiento: Martiniano Román Pérez.*

Criterio de selección y manejo de información para un trabajo de investigación.

AUTOEVALUACIÓN

PUNTAJE	CRITERIO/NIVELES DE DESEMPEÑO
10	Seleccioné, analicé y organicé información que me permitió dar respuesta a mi hipótesis de investigación de manera ordenada.
7	Seleccioné y organicé información que respondió a mi hipótesis de investigación cometiendo pocos errores.
4	Ordené la información que encontré, cometí varios errores. No pude mantenerme orientado en la información que me ayudará a responder mi hipótesis.
1	No pude seleccionar y organizar la información que encontré para responder a mi hipótesis de investigación.

TABLA DE ESPECIFICACIONES Y DE TAXONOMÍAS DE D'HAINAUT

Procesos mentales Capacidades/ Indicadores	OPERACIÓN COGNITIVA							
	REPRODUCCIÓN	CONCEPTUALIZACIÓN	APLICACIÓN	EXPLORACIÓN	MOVILIZACIÓN	RESOLUCIÓN PROBLEMAS	TOTAL ITEMS	%
COMPRENDE EL CONCEPTO DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN								
ANALIZA LOS DIFERENTES MÉTODOS DE BALANCEO DE ECUACIONES.								
EXPLICA LAS DIFERENCIAS ENTRE ELEMENTO OXIDANTE Y ELEMENTO REDUCTOR								
COMPRENDE LA SERIE DE ACTIVIDAD DE LOS METALES.								
EXPLICA SOBRE LAS CELDAS ELECTROLÍTICAS Y VOLTAICAS.								
ANALIZA LA ESTRUCTURA DE UNA PILA SECA.								
FORMULA COMENTARIOS CRÍTICOS SOBRE LA CONTAMINACIÓN AMBIENTAL PRODUCIDA POR LOS DESECHOS DE LAS PILAS.								

APLICACIÓN

ITEMS DE UN INSTRUMENTO SEGÚN CATEGORÍAS		
CATEGORÍAS	NIVEL DE RAZONAMIENTO	EJEMPLOS
1. Reproduce: ¿cuál?, ¿qué?, ¿cuándo?, ¿dónde?	Memorizar hechos, observaciones o definiciones.	¿Identifica elementos de una reacción redox? ¿Qué es un elemento oxidante y qué es un elemento reductor?
2. Conceptualiza: describir, comparar, contrastar, explicar, decir, traducir.	Describir, expresar ideas principales, comparar y contrastar.	Expresa con sus propias palabras el fenómeno de oxidación y reducción. Describe el método de igualación de reacciones redox por el método del ión-electrón.
3. Aplicación: aplicar, resolver, clasificar, solucionar.	Aplicar las reglas y técnicas apropiadas para resolver problemas; reconocer principios en una situación nueva.	Calcular el número de oxidación del Mn, en KMnO_4 , Del S en H_2SO_4 . (proponer otros ejemplos).
4. Exploración: identificar causas o motivos, sacar conclusiones, inferir o deducir.	Hacer inferencias y buscar evidencias que respaldan las conclusiones.	¿Por qué los metales alcalinos se combinan violentamente con el oxígeno?
5. Movilización: Predecir, proponer, planear, crear.	Resolver problemas, predecir, producir comunicaciones originales.	¿Qué acciones podría tomar usted para tratar de controlar la contaminación por las pilas en su hogar?
6 Resolución de problemas: juzgar, evaluar, decidir, estimar. Nivel de razonamiento requerido del estudiante.	Juzgar el valor de las ideas, de una solución o un problema,	¿En que medida influye la producción de electricidad por medio de reacciones redox al bienestar del ser humano y en que medida perjudica a la naturaleza?

GLOSARIO

Reducción	Ganancia de electrones, lo que implica una disminución del número de oxidación.
Oxidación	Pérdida de electrones, lo que implica aumento del número de oxidación.
Agente oxidante	Es la especie química que acepta electrones (es el que se reduce).
Agente reductor	Es la especie química que pierde electrones (es el que se oxida).
Número de oxidación	Es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un compuesto determinado.
Celda electroquímica	Es un dispositivo experimental por el cual se puede generar electricidad mediante una reacción química (<i>celda Galvánica</i>).
Pila seca	Una pila (o batería) es un dispositivo electroquímico el cual almacena energía en forma química