

Guía De Actividades Pedagógicas N° 4

- ✓ CENS ANEXO LOS TAMARINDOS
- ✓ Docentes: BERROTARÁN POSATINI, Jesica
- ✓ 3° ciclo
- ✓ Turno Nocturno
- ✓ Química
- ✓ Título de la propuesta: *Propiedades Periódicas 2da parte.*

Objetivos:

- Comprender las propiedades periódicas de los elementos.
- Valoración crítica de la observación y de las fuentes de información.
- Uso de las TIC, como herramienta para desarrollar el autoaprendizaje.

Contenidos: *Propiedades Periódicas: Actividad química. Carácter metálico y no metálico. Valencia. Número o Estado de oxidación.*

Capacidades a desarrollar:

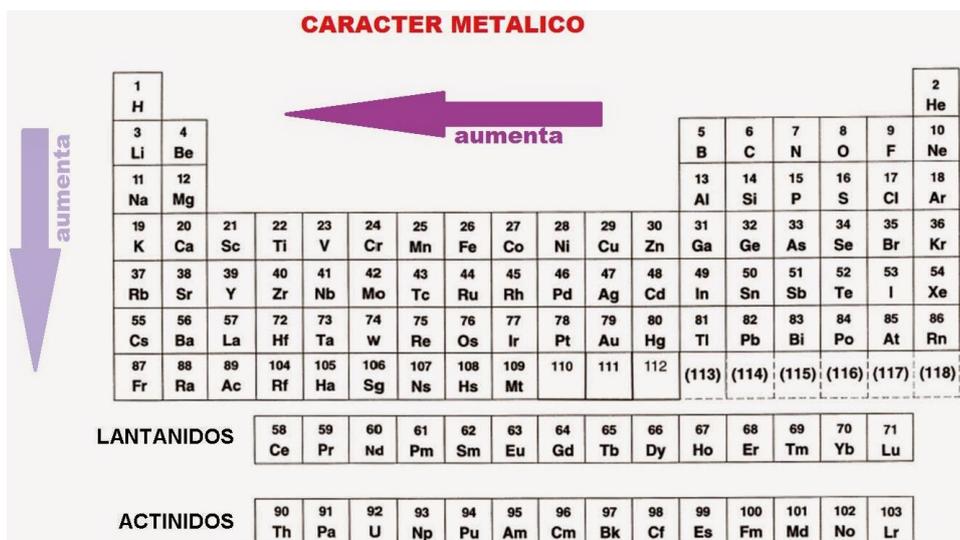
- Comprensión Lectora
- Análisis y pensamiento crítico
- Destreza para elaborar respuestas.
- Resolución de problemas
- Uso adecuado de las Tic
- Responsabilidad y valoración de la importancia del autoaprendizaje



Actividad 1. Leer comprensivamente la información sobre las propiedades periódicas:

Actividad química. Carácter metálico y no metálico.

Esta propiedad periódica define el comportamiento metálico o no metálico de un elemento.



De acuerdo con sus propiedades eléctricas, los elementos pueden dividirse en: Metales y no metales. La buena conductividad eléctrica de los metales se debe a que tienen pocos electrones en su capa externa involucrados en el enlace metálico, estos son fácilmente liberados. En cambio los no metales presentan mayor número de electrones en su último nivel que no son liberados con facilidad. Algunos autores mencionan a los semimetales, ellos conforman una diagonal escalonada de elementos, desde el Boro (B) al telurio (Te). Sus propiedades son intermedias entre los metales y no metales.

En la tabla periódica a lo largo de un período el carácter metálico aumenta de derecha a izquierda y en un grupo aumenta de arriba hacia abajo.

El comportamiento metálico en la tabla periódica se explica porque, al aumentar el número de niveles de energía, los electrones de la última capa se alejan del núcleo, y por lo tanto al ser menos atraídos por este, se liberan con mayor facilidad. El francio (Fr) es el elemento más metálico, mientras que el flúor (F) es el menos metálico.

En la tabla que se presenta a continuación se citan propiedades características de metales y no metales.

METALES	NO METALES
Tienen brillo	No tienen brillo
Los sólidos son maleables y dúctiles	Los sólidos suelen ser quebradizos, algunos duros y otros blandos
Buenos conductores del calor y la electricidad	Malos conductores del calor y la electricidad
Casi todos los óxidos metálicos son sólidos iónicos básicos	La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman soluciones ácidas
Forman cationes al perder uno o más electrones	Tienden a formar aniones por ganancia de electrones
Se encuentran a la izquierda de la tabla periódica	Se encuentran a la derecha de la tabla periódica
contienen pocos electrones en el último nivel de energía	El último nivel de energía contiene 4 o más electrones (el Boro posee 3 electrones)
Baja energía de ionización y electronegatividad	Presentan alta energía de ionización y alta electronegatividad
Forman compuestos iónicos con los no metales	Forman compuestos iónicos con los metales y moleculares con otros no metales

Valencia

La valencia es la capacidad de combinación de un elemento, que se refiere al número de electrones que necesita ganar o perder un elemento para completar su octeto, está en función del número de electrones de valencia que tiene el mismo (se puede determinar fácilmente por el grupo que ocupa en la tabla periódica). Por ejemplo, en los elementos representativos (Grupos del bloque s y p), se puede generalizar que la valencia de los elementos es:

<i>Grupo 1</i>	<i>Grupo 2</i>	<i>Grupo 3</i>	<i>Grupo 14</i>	<i>Grupo 15</i>	<i>Grupo 16</i>	<i>Grupo 17</i>
			+4	+5	+6	+7
+1	+2	+2	+2	+3	+4	+5
			-2	-3	-2	+3
						+1
						-1

Número de oxidación

De acuerdo con la valencia que cada elemento presenta, el número de oxidación se considera como “la carga positiva o negativa, aparente o real, que adquiere un elemento al combinarse con otro”. Es decir, es el número de electrones que **cede o gana** en forma total o parcial un átomo al combinarse.

Los átomos en su afán de alcanzar la estabilidad, tienden a adquirir la estructura electrónica del gas noble más próximo. Por ejemplo, el sodio (Na), cuya distribución electrónica en su último nivel de energía es $3s^1$, al combinarse con otro átomo tiende a perder el último electrón y quedar con la distribución del neón (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$. En este caso, su carga es positiva debido a la pérdida de un electrón (carga negativa).

Muchos elementos presentan más de un número de oxidación, siendo el valor más alto del número de oxidación igual al número del grupo que pertenece. Pero no representa la carga real del átomo en el compuesto. Ejemplos: Na= +1; Ca= +2 y Cl= +7

El número de oxidación más frecuente del oxígeno (O) es -2. Esto puede explicarse teniendo en cuenta la estructura electrónica. La distribución electrónica del oxígeno es $2s^2 2p^4$ en su último nivel de energía. Le resultará más fácil ganar dos electrones y adquirir la estructura del neón (Ne) $1s^2 2s^2 2p^6$, que perder 6 electrones para adquirir la del helio (He) $1s^2$.

1																	18
H +1																	He
2												13	14	15	16	17	
Li +1	Be +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O -1, -2	F -1	Ne
3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		13	14	15	16	17		
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, +4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ar
4	5	6	7	8	9	10	11	12									
K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +2, +3, +4	V +2, +3 +4, +5	Cr +2, +3 +6	Mn +2, +3 +4, +6, +7	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2	Ga +1, +3	Ge +2, +4	As ±3, +5	Se -2, +4, +6	Br ±1 +3, +5, +7	Kr
5	6	7	8	9	10	11	12										
Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +3, +4	Nb +2, +3 +4, +5	Mo +2, +3 +4, +5, +6	Tc +4, +5 +6, +7	Ru +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Rh +2, +3 +4, +5, +6	Pd +2, +4	Ag +1	Cd +2	In +1, +3	Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, +4, +6	I ±1 +3, +5, +7	Xe
6	7	8	9	10	11	12											
Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +3, +4	Ta +3, +4, +5	W +2, +3 +4, +5, +6	Re +2, +3 +4, +6, +7	Os +2, +3 +4, +5, +6 +7, +8	Ir +2, +3 +4, +5, +6	Pt +2, +4	Au +1, +3	Hg +1, +2	Tl +1, +3	Pb +2, +4	Bi +3, +5	Po ±2, +4, +6	At ±1, +5	Rn
7	8	9	10	11	12												
Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf +3, +4	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

CÁLCULO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Para conocer el número de oxidación de un átomo, ya sea aislado o formando parte de una molécula, podemos emplear las siguientes reglas:

- ◆ El número de oxidación de los elementos en su estado natural es siempre 0, ya sean átomos aislados (Ni, K), moléculas diatómicas (Br₂, I₂) o poliatómicas (P₄, S₈).
- ◆ Los elementos de los grupos 1, 2 y 3 siempre tienen estado de oxidación +1, +2 y +3 respectivamente. Es decir, que sus estados de oxidación coinciden con el número del grupo.
- ◆ Los metales de los grupos 4, 5, 6 y 7 tienen varios números de oxidación pero, como mínimo, presentan el número de oxidación del grupo.

-
- ◆ *Cuando los elementos de los grupos 15, 16 y 17 forman combinaciones binarias, usan el número de oxidación más bajo.*
 - ◆ *El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos $(O_2)^{-2}$ que es -1 y +2 en su combinación con el flúor.*
 - ◆ *El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando está unido con átomos no metálicos y -1 cuando lo está a átomos metálicos.*
 - ◆ *El número de oxidación del flúor es siempre -1.*
 - ◆ *Los metales siempre presentan números de oxidación positivos de acuerdo a su grupo en la T. P.*
 - ◆ *Los no metales pueden tener números de oxidación positivos y negativos de acuerdo al elemento con que se combinan y al grupo que ocupa el elemento en la tabla periódica.*
 - ◆ *En un compuesto neutro, la suma de todos los números de oxidación debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga neta del ion.*

Actividad 2. Vuelve a leer la información, subraya las palabras que te resulten desconocidas y busca su significado.

Actividad 3. Compare (puedes usar un cuadro comparativo) los elementos de número atómico 4, 7 y 9 en cuanto a:

- a) Grupo y periodo al que pertenecen:
- b) Número de electrones de valencia
- c) Carácter metálico

Actividad 4. En las columnas siguientes, se presentan diferentes elementos químicos y sus características, establezca la correspondencia correcta entre ambas columnas uniendo con flechas:

Cromo	Es un elemento del grupo 17 (halógenos)
Flúor	Actúa Únicamente con números de oxidación +1
Neón	Es un elemento de metálico (de transición)
Silicio	En el último nivel posee la configuración s2 p6
Potasio	Es un no metal

Actividad 5. Resolver y completar cada una de las tablas que se presentan a continuación.

Compuesto: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$			
Átomos	Cantidad	Nº Oxidación	Cargas
		TOTAL	

Compuesto: CuSO_3			
Átomos	Cantidad	Nº Oxidación	Cargas
		TOTAL	

Compuesto: MgCl_2			
Átomos	Cantidad	Nº Oxidación	Cargas
		TOTAL	

Compuesto: $\text{Fe}(\text{OH})_3$			
Átomos	Cantidad	Nº Oxidación	Cargas
		TOTAL	

Actividad 6. “Formando moléculas”.

- a) Observa la tabla siguiente. En las filas hay átomos metálicos y en las columnas átomos no metálicos. Se trata de que escribas las moléculas que pueden formar entre sí pero recuerda que la suma de sus números de oxidación ha de ser cero. Puede darse el caso de que pudieran formar más de una molécula, tendrás que escribirlas entonces pero empezando por la de menor número de oxidación. Si no recuerdas sus números de oxidación usa la tabla periódica.

	Fósforo	Bromo	Azufre
Sodio	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Calcio	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Cobalto	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Oro	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

Director CENS Anexo Los Tamarindos: **BROZINA, Silvana**