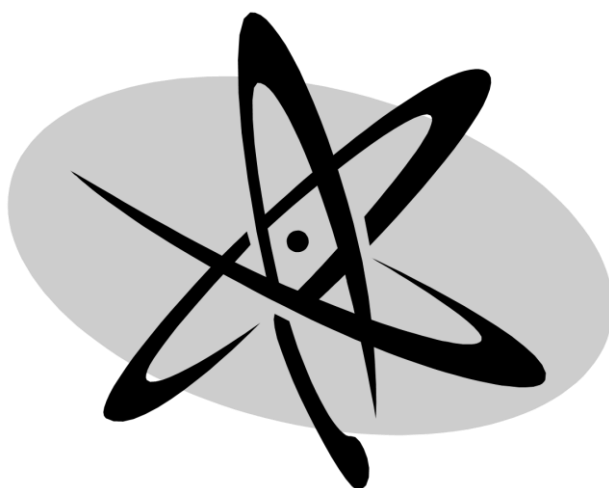


2

LA ESTRUCTURA ATÓMICA Y LA TABLA PERIÓDICA



Modelos atómicos. Y Radiactividad



Actividad 1: Observa atentamente el siguiente video:



<https://drive.google.com/file/d/1WDifuoa-7EPoiRgPjwHH15hvNKvCldLU/view?usp=sharing> y responde las preguntas.

1. ¿Quién o quiénes fueron los primeros en usar la palabra átomo?
2. ¿Cuáles son las ideas básicas de Dalton referidas al átomo?
3. ¿Qué descubrimiento hace que Thomson proponga un nuevo modelo del átomo y en qué consiste?
4. ¿En qué consistió el modelo atómico de Rutherford?
5. ¿En qué se basa Bohr para proponer su modelo atómico?
6. Enuncia los postulados del modelo de Bohr.

Actividad 2: Realiza una línea de tiempo, donde ubiques los modelos atómicos.

Actividad 3: Ingresa al siguiente link

<https://energia-nuclear.net/que-es-la-energia-nuclear/radioactividad>



Observa el video:



<https://youtu.be/b6deFjBQpDg>



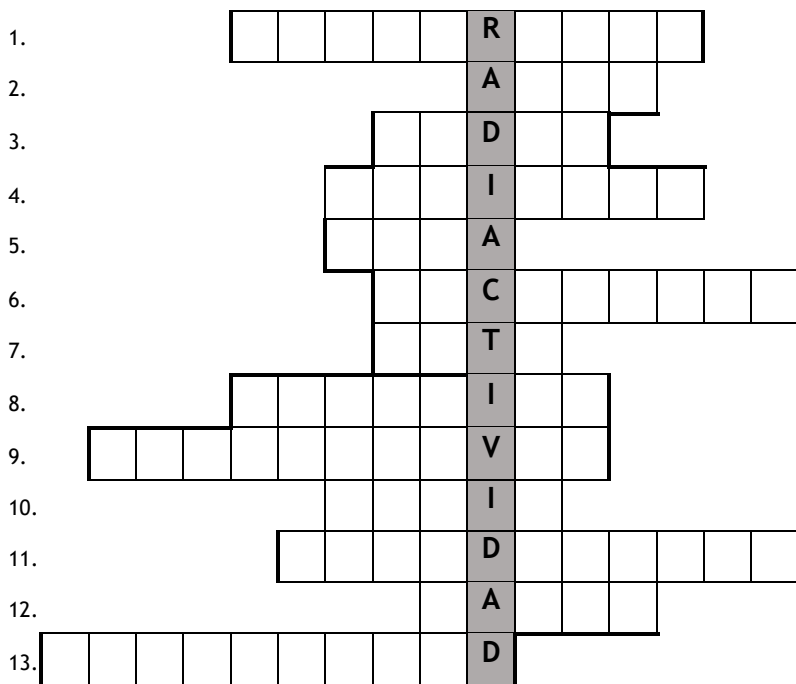
Responde:

1. ¿Qué es la radiactividad? ¿Por quién fue descubierta?
2. ¿Cuáles son los tipos de radiaciones y qué características presentan cada uno?
3. Completa el siguiente cuadro:

Características de las radiaciones:

Radiaciones	Alfa	Beta	Gamma
Carga eléctrica			
Velocidad			
Poder de penetración			
Masa			
Partículas			

Actividad 4: Completa el siguiente acertigrama referido a la *radiactividad*:



Referencias:

1. Partículas que forman los rayos beta.
2. Rayos positivos emitidos espontáneamente.
3. Elemento radiactivo.
4. Carga eléctrica de los rayos alfa.
5. Partículas radiactivas de masa 4 u.m.a. como los núcleos de helio.
6. Descubridor de la radiactividad.
7. Rayos negativos emitidos espontáneamente
8. Carga eléctrica de los rayos beta.
9. Denominación dada a las sustancias que emiten radiaciones espontáneamente.
10. Apellido de la pareja de investigadores de la radiactividad.
11. Acción y efecto de irradiar.
12. Rayos eléctricamente neutros y muy penetrantes.
13. Famoso científico que realizó una experiencia que permitió deducir la existencia del núcleo.

Actividad 5: Busca información sobre uno de estos temas y en grupos realiza una infografía:

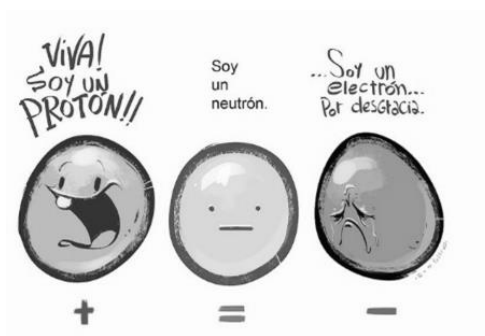
- Accidentes nucleares, en especial el ocurrido en Chernóbil.
- Vida de Marie Curie y sus aportes a la ciencia.
- Centrales nucleares, ventajas y desventajas.



Puedes consultar el siguiente link para saber ¿Qué es y cómo se hace una infografía?
<https://www.ofifacil.com/ofifacil-infografias-que-es-definicion-como-se-hacen.php>



Partículas Atómicas y modelo de Bohr.



Actividad 1: Observa atentamente el video <https://youtu.be/altglik9jXQ>.



Realiza las siguientes actividades:

1. Describe las partículas que componen el átomo.
2. Define Número Atómico y Número Másico.
3. ¿A qué se llama isótopos? Indica ejemplos.
4. Completa el siguiente cuadro con las características de las partículas atómicas:

Partícula	Carga eléctrica	Masa	Ubicación
Electrón			Corteza
	Positiva		
Neutrón		1,00866 u.m.a.	



Actividad 2: Observa el video <https://www.youtube.com/watch?v=k6HX6g1Cs4k> e indica los postulados del modelo de Bohr. Copia además algún ejemplo.



Actividad 3: Realiza la siguiente ejercitación:

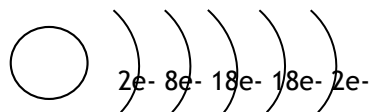


1. Dibuja la estructura según Bohr de un átomo de magnesio cuyo $Z = 12$ y $A = 24$.
2. De acuerdo a la notación $^{35}_{17}\text{Cl}$, indica:
 - a) ¿Cuál es su nombre?
 - b) ¿Cuál es su carga nuclear?
 - c) ¿Cuántos electrones posee?
 - d) ¿Cuántos neutrones tiene?

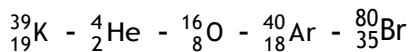
3. Completa los datos que faltan en el siguiente cuadro:

Elemento	Número atómico	Número másico	Protones	Electrones	Neutrones
	11	23			
		12	6		
	14				14
			20		20
		108		47	
		32			16
				17	18

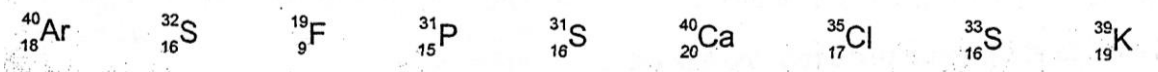
4. Teniendo en cuenta la siguiente estructura, indica A, Z, nombre y símbolo.



5. Dibuja la estructura según Bohr para los siguientes elementos:



6. Observa atentamente las siguientes notaciones y recuadra aquellas que corresponden a isótopos.





De las Órbitas a los Orbitales

Subniveles de energía

Varias mejoras de tipo tecnológico en los espectroscopios permitieron observar un desdoblamiento en algunas líneas de los espectros de los átomos. Como cada línea corresponde a un intercambio energético diferente, debían existir más niveles de energía que los establecidos por el modelo de Bohr. Como estos nuevos niveles se agrupaban en torno de los niveles principales, se les denominó **subniveles de energía**.

Se observó que el nivel de energía principal, $n = 1$, solo tenía un subnivel; el segundo, $n = 2$, poseía dos subniveles; el tercero, tres, y así sucesivamente. Los subniveles correspondientes a un nivel de energía principal n se designaron con los números 0, 1, 2..., denominados número cuántico secundario (l), o con las letras s, p, d y f.

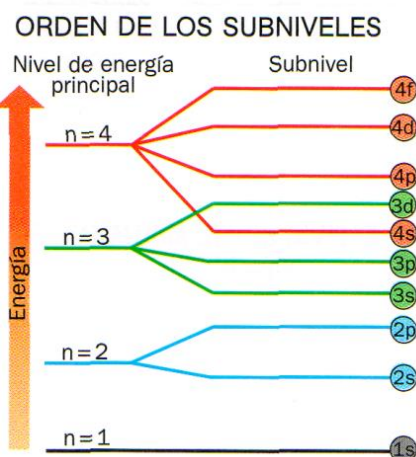


Letra utilizada para designar los subniveles				
Valor de l	0	1	2	3
Letra	s	p	d	f

Nivel	Número de subniveles	Tipo de subniveles
1	1	s
2	2	s, p
3	3	s, p, d
4	4	s, p, d, f

En un nivel de energía hay tantos subniveles diferentes como indica el propio valor de n ; estos están especificados por el valor de l , que toma valores desde 0 hasta $n-1$. Para un nivel de energía principal n dado, la energía de sus subniveles es tanto más baja cuanto más pequeño es el valor de l .

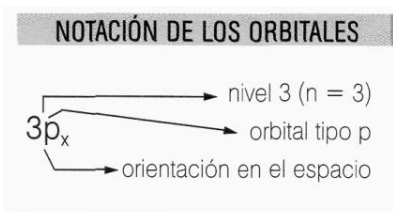
Como se observa en el gráfico, los subniveles energéticos se solapan a partir del tercer nivel de energía principal. En este caso, un electrón que esté en el subnivel inferior 3d tiene una energía mayor que el del subnivel superior 4s. Este mismo hecho se produce en los niveles $n = 4, 5, 6...$



Orbitales

En el modelo de Bohr, los electrones giran en torno del núcleo siguiendo órbitas circulares.

Según el **modelo cuántico**, un electrón con un subnivel de energía dado se encuentra dentro y "ocupa" una región del espacio definido, llamado **orbital**.



Dentro de un subnivel puede haber varios orbitales, todos ellos con la misma energía.

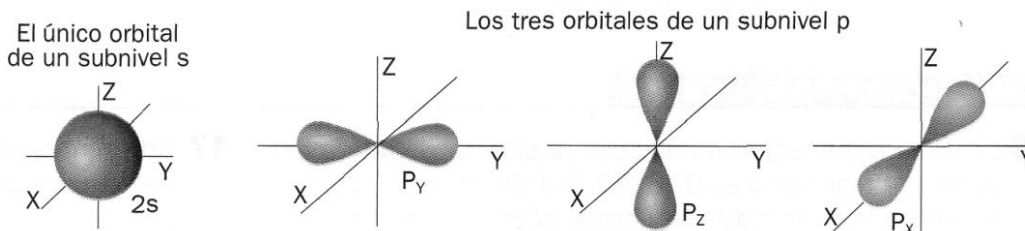
El número de orbitales correspondientes a un subnivel viene determinado por el valor de la expresión $(2l + 1)$.

Los orbitales se nombran con el símbolo utilizado para el subnivel al que pertenecen, acompañado en ocasiones de un subíndice que indica la orientación espacial. Aunque a veces no es necesario diferenciar entre los

distintos orbitales de un subnivel, es conveniente recordar que a un subnivel le corresponden varios orbitales (salvo en el caso del orbital tipo s): hay 3 orbitales tipo p, 5 orbitales tipo d, etcétera.

- La **forma de un orbital** depende del tipo del subnivel a que pertenece (esto es, del valor de l). Así, todos los orbitales s tienen la misma forma esférica, los orbitales p tienen forma de "pesas", diferenciándose solo en la **orientación** en el espacio.
- El **tamaño del orbital** depende del valor de n . Cuanto mayor sea n , más grande es el orbital.

FORMA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS



Configuración Electrónica

El modelo cuántico del átomo implica una serie de principios y reglas que permiten conocer cómo se distribuyen los **electrones** en los **niveles**, **subniveles** y **orbitales**.

Así, dado un átomo y su número atómico (que coincide con el número de electrones), su configuración electrónica más estable se obtiene aplicando las tres reglas que describen el modo en que los electrones llenan los orbitales atómicos:

1. **Principio de Aufbau.** Los electrones ocupan los orbitales atómicos de energía más baja disponible. Se suele usar el símbolo \square para representar un orbital atómico. Todos los orbitales que pertenecen a un mismo subnivel tienen la misma energía. El orden creciente de energía de los subniveles se conoce mediante los espectros atómicos. El diagrama al margen muestra una manera útil de recordar este orden.

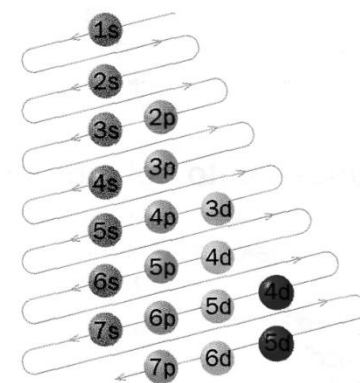
2. **Principio de exclusión de Pauli.** En un orbital solo caben dos electrones. Para poder ocupar el mismo orbital, los dos electrones deben tener espines opuestos. El **espín** es una propiedad del electrón asociada al giro de este entorno de su eje.

Son posibles dos valores de espín, representados por las flechas verticales \uparrow y \downarrow , correspondientes a dos hipotéticos giros: uno en el sentido de las agujas del reloj y otro, en sentido contrario. Cuando hay dos electrones con espines opuestos situados en el mismo orbital, se dice que están apareados.

3. **Regla de Hund.** Cuando varios electrones ocupan orbitales de un mismo subnivel, se disponen de modo que haya el máximo número de electrones desapareados (con el mismo espín) ocupando el mayor número posible de orbitales.

Regla de las diagonales o principio de construcción (Aufbau)

El orden de llenado de los subniveles energéticos se obtiene fácilmente mediante el siguiente diagrama.



La **configuración electrónica** de un átomo se escribe indicando los subniveles que contienen electrones y, mediante un superíndice, el número de electrones alojados en cada subnivel.

Por ejemplo, la configuración electrónica del átomo de carbono (${}_6\text{C}$) es: $1s^2 2s^2 2p^2$.

Configuración electrónica.



Actividad 1: Lee atentamente la información anterior y toma nota en tu cuaderno de los siguientes conceptos:

- Configuración electrónica.
- Diferencia entre órbita y orbital.
- Regla de las diagonales.
- Principio de exclusión de Pauli.
- Spín del electrón.
- Regla de Hund.
- Casillas cuánticas.

Puedes ayudarte también con los siguientes videos:

- Configuración electrónica y subniveles de energía https://m.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI
- Configuraciones electrónicas <https://m.youtube.com/watch?v=dg7GrLXAIiSY>
- Regla de Hund <https://m.youtube.com/watch?feature=youtu.be&v=0BHbAl7EqLI>
- Configuración electrónica y orbitales https://m.youtube.com/watch?v=alvZ_pCkKNI



Actividad 2: Realiza las siguientes actividades de reconocimiento:

1. Completa el siguiente cuadro:

Nivel	Subnivel	Número de electrones
1
.....	s 6
3	s d
4 p f 10

2. Marca con una X la respuesta correcta:

- Si el nivel es 2, los subniveles que pueden existir son:
 a) Solo s b) Solo p c) s y p d) p y d
- La siguiente representación $\uparrow\downarrow$ \uparrow corresponde a:
 a) He b) Li c) Be d) B
- La configuración electrónica del flúor (${}_{9}\text{F}$) es:
 a) $1s^2 2s^2 2p^1$ b) $1s^1 2s^2 2p^5$ c) $1s^2 2s^2 2p^3$ d) $1s^2 2s^2 2p^5$

Actividad 3: Ejercicios de aplicación.

1. Señala cuál es el nombre y el símbolo de los elementos cuyas configuraciones electrónicas son:


- a) $1s^2 2s^2 2p^2$
- b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$


2. Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos:


- a) Sodio
- b) Cloro
- c) Oxígeno
- d) Carbono


3. Realiza las casillas cuánticas de los elementos del ejercicio anterior.

4. Observa las siguientes casillas cuánticas e identifica cual es la correcta y justifica con alguna de las reglas vistas.

i. 

ii. 

iii. 

iv. 

5. Teniendo en cuenta los elementos:

Potasio - Fósforo - Criptón - Plata - Cinc

- a) Distribución según Bohr
- b) Configuración electrónica
- c) Casillas cuánticas.

6. Escribe la configuración electrónica de:

- a) S
- b) Cu
- c) Zn
- d) Ar
- e) Au
- f) Pb

Actividad 6: Visita el siguiente link y realiza la ejercitación propuesta en la tabla interactiva:

<https://www.educaplus.org/game/configuracion-electronica>





Práctico de Laboratorio N° 1

Tema: “Ensayos a la llama”

OBJETIVOS:

- Reconocer la presencia de un elemento por el color de la llama que se obtiene al acercar una sal de este elemento a la llama de un mechero.

MATERIALES Y REACTIVOS

- ✓ Un Ansa (se puede fabricar con una birome en desuso y un alambre de platino)
- ✓ Un mechero.
- ✓ Un vidrio de reloj.
- ✓ Un vaso de precipitado.
- ✓ Seis tubos de ensayo
- ✓ Una gradilla.
- ✓ Una espátula.
- ✓ Un gotero.
- ✓ Ácido clorhídrico al 20 %.
- ✓ Sales para el ensayo: cloruro de sodio, cloruro de potasio, cloruro de litio, nitrato de sodio cloruro de bario, cloruro de calcio.



PROCEDIMIENTO

1. Coloquen el vaso de precipitado 50 ml solución de ácido clorhídrico al 20 % e introduzcan allí el ansa. (Este procedimiento se hace para limpiar el alambre y se repite cada vez que se hace un nuevo ensayo).
2. Enciendan el mechero y acerquen la punta del alambre al fuego hasta que no se observe ningún cambio de color en la llama.
3. Tomen con la espátula una pequeña cantidad de cloruro de sodio y colóquenla en un tubo de ensayo y agreguen con un gotero tres o cuatro gotas de ácido clorhídrico.
4. Tomen un poquito de la muestra con la punta del alambre y colóquenla en la parte no luminosa de la llama del mechero. Registren el color de la llama que observan.
5. Repitan el procedimiento con las otras sales.

ANÁLISIS Y CONCLUSIONES

- a) Completen el siguiente cuadro con las observaciones registradas:

Sal	Fórmula	Color de la llama
Cloruro de sodio	NaCl	
Cloruro de potasio	KCl	
Cloruro de litio	LiCl	
Nitrato de sodio	NaNO ₃	
Cloruro de bario	BaCl ₂	
Cloruro de calcio	CaCl ₂	

- b) Según los resultados obtenidos, y teniendo en cuenta las fórmulas de las sales, ¿Cuáles serían los elementos químicos responsables del cambio de color en la llama?
- c) Imaginen qué ocurriría si mezclaran distintas sales. ¿Cómo sería el color de la llama obtenida?
- d) ¿Por qué se usa un alambre de platino y no de hierro o cobre?
- e) Busca en bibliografía la relación de este ensayo con la estructura atómica de la materia.

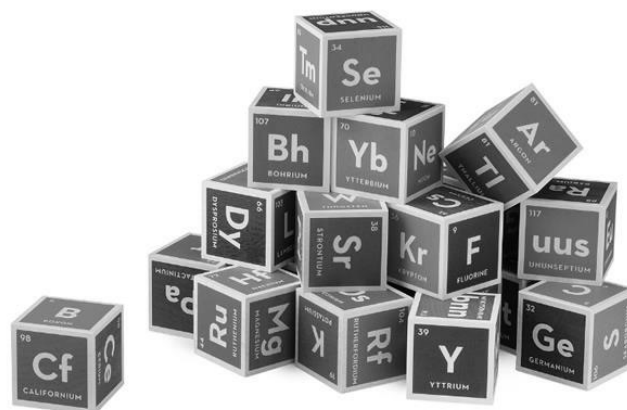


Actividad Integradora:

Actividad: Elige dos elementos, investiga y aplica lo aprendido en la unidad sobre los elementos que seleccionaste, teniendo en cuenta:

- Nombre, símbolo, origen del nombre, número atómico y másico.
- Imagen del elemento.
- Estructura de Bohr o distribución de electrones en niveles de energía.
- Configuración electrónica y casillas cuánticas.
- Ubicación en la tabla periódica (grupo y periodo)
- Curiosidades, descubrimiento, aplicaciones y usos.

Deberás elaborar un cubo con cartulina para cada elemento y colocar en cada una de las caras del mismo, la información solicitada anteriormente.





La clasificación de los elementos químicos

El descubrimiento de los elementos químicos y la identificación de sus propiedades, demandó muchos años de intensos trabajos y el aporte de muchos científicos. Entre las propiedades de los elementos químicos existen semejanzas y diferencias que permiten formar grupos semejantes. Esta clasificación es útil para sistematizar el estudio de los elementos y predecir su comportamiento químico. Desde fines del siglo XVIII, los científicos han tratado de clasificar los elementos químicos tomando en cuenta las semejanzas que se observan en sus propiedades. Entre otras, se pueden mencionar las propuestas de Lavoisier, Döbereiner y Newlands como aportes de importancia.



Tabla Periódica.

La tabla periódica que se utiliza actualmente está relacionada con la estructura electrónica de los átomos. En ella se encuentran todos los elementos conocidos, tanto los 92 que se hallaron en la Naturaleza como los que se obtuvieron en el laboratorio por medio de reacciones nucleares.

La ley periódica indica:

Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico.

Lo que significa que están ordenados según su número atómico creciente.

Las principales características de la tabla periódica son:

- Los elementos están ordenados por su número atómico creciente. Comienza por el ${}^1\text{H}$, sigue con el ${}^2\text{He}$, ${}^3\text{Li}$, ${}^4\text{Be}$, ${}^5\text{B}$, ${}^6\text{C}$, ${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, etcétera.
- A cada elemento le corresponde un casillero donde figura su símbolo y otros datos, tales como el número atómico, la masa atómica, la configuración electrónica, etcétera.
- Las filas horizontales se denominan períodos y las columnas verticales reciben el nombre de grupos.



Actividad 1: Observa atentamente el video:

<https://www.youtube.com/watch?v=EXM3dTdm7Xk>.



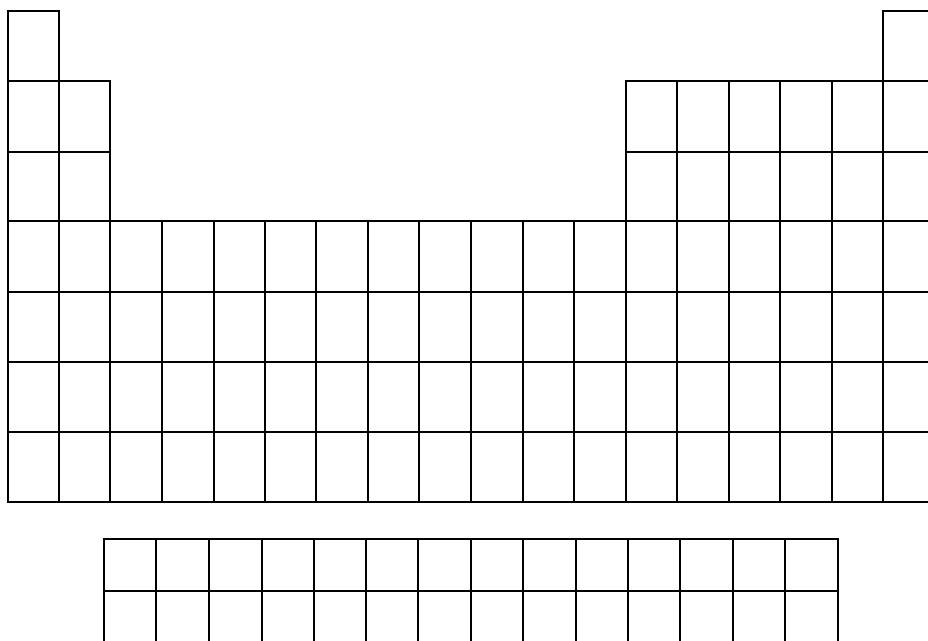
A partir del video completa las siguientes consignas:

1. La Tabla Periódica es una herramienta de los científicos que les es útil para: (Completa)
 - a) Organizar.....
 - b) Obtenerentre las propiedades de los elementos.
 - c) Pronosticar propiedades de los elementos
 - d) A partir de la ubicación de un elemento saber

2. En cada cuadro de la tabla periódica encontramos las siguiente información:

The diagram shows a box representing the element Boron. Inside the box, the atomic number '5' is in the top left, the atomic mass '10.811' is in the top right, the symbol 'B' is in the center, and the name 'BORO' is at the bottom. Four arrows point from these elements to empty rectangular boxes: one from the atomic number to a box on the left, one from the atomic mass to a box on the right, one from the symbol to a box on the right, and one from the name to a box on the left.

3. En el siguiente esquema de la tabla periódica:



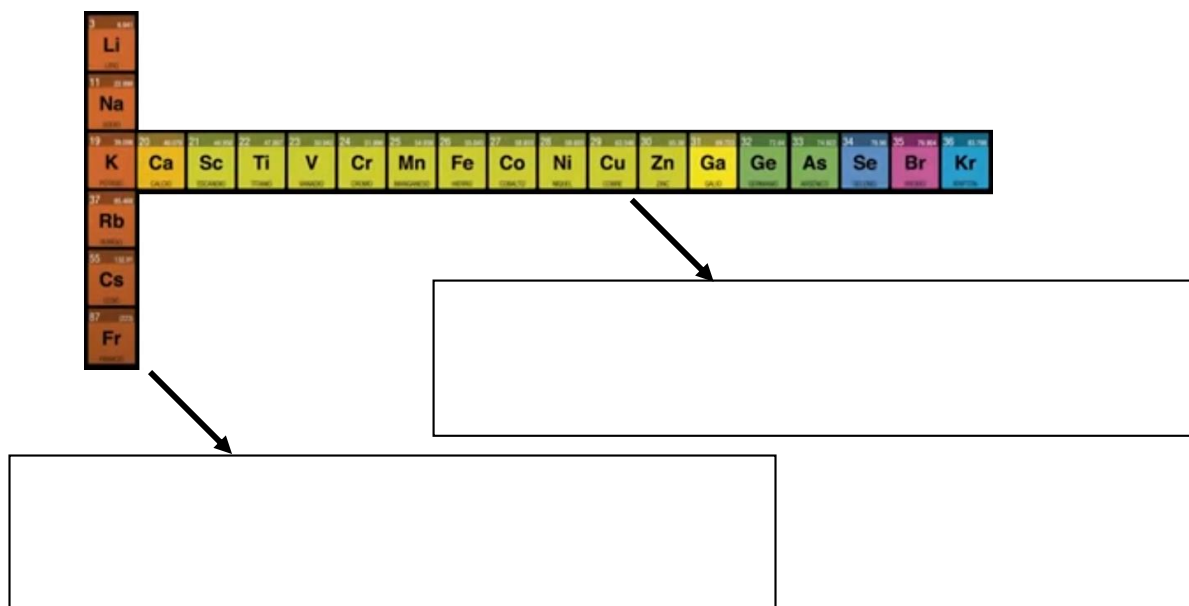
- a. Marca con rojo la línea (en forma de escalera) que separa los metales y no metales.
- b. Pinta de amarillo, los metales.
- c. Pinta de rojo, los no metales.
- d. Pinta de naranja los metaloides.
- e. Pinta de verde los gases nobles, también llamados inertes o raros.

4. Completa un cuadro como el que sigue, con las propiedades de los metales y no metales:

Metales	No metales
➤	➤

- 5. ¿A qué se llama capa de valencia? ¿Cómo se relaciona con la tabla?
- 6. ¿Cómo están ordenados los elementos en la tabla periódica, cuando la recorremos de arriba hacia abajo y de izquierda a derecha?

7. Los elementos en la tabla periódica, como en cualquier tabla, están organizados en filas y columnas, señala en el siguiente esquema como se llaman y que caracteriza a las filas y las columnas.



8. Los elementos están agrupados en 4 bloques, de acuerdo a la configuración electrónica externa: Bloques s, p, d y f. ¿Cómo se clasifican de acuerdo a ello?
9. En el video se mencionan algunos grupos de elementos especiales, llamados familias, como los alcalinos, alcalinos térreos, halógenos y gases nobles. Indica cuáles son y las características de cada grupo.

Actividad 2: Actividades de aplicación:

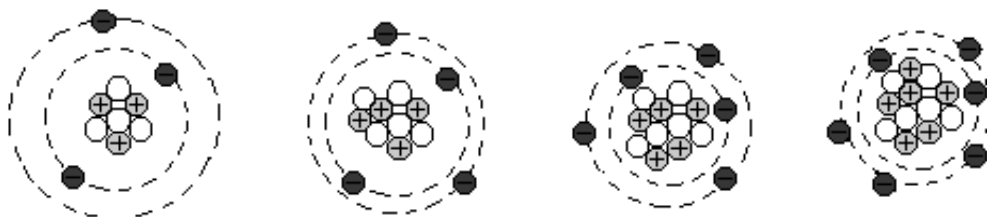
1. Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el grupo 1, periodo 4:
 - a) Menciona su nombre y símbolo.
 - b) Indica su carga nuclear.
 - c) Dibuja su estructura según Bohr.
 - d) Escribe su configuración electrónica.
 - e) Representa en casillas cuánticas.
 - f) ¿Qué tipo de elemento son de acuerdo a la configuración electrónica?
2. Indica a qué grupo y periodo pertenecen, y qué tipo de elemento son de acuerdo a la configuración electrónica, los elementos cuyas configuraciones son las siguientes:
 - a. $1s^2 2s^2 2p^1$
 - b. $1s^2$
 - c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
 - d. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
3. De la siguiente nómina de elementos: Ar, K, Na, Cl, F, Li, Rb, Br, I, Ne, He, Rn, Xe; indica cuáles son:
 - a) Metales alcalinos.
 - b) Halógenos.
 - c) Gases inertes.



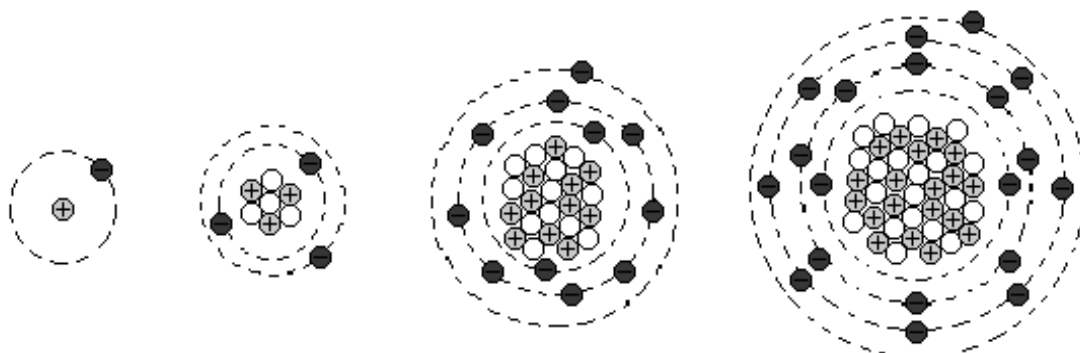
Propiedades Periódicas.

Actividades de reconocimiento:

1. Observa la distribución electrónica de los siguientes elementos, indica número de electrones, protones, neutrones, número atómico, número másico. Con los datos obtenidos identifícalos y ubícalos en la tabla.



2. ¿Qué particularidad puedes observar entre estos elementos?
3. ¿Qué puedes decir del tamaño de los átomos?
4. Repite lo mismo que en el paso 1. pero con la configuración de los siguientes elementos:



¿Qué particularidad puedes observar entre estos elementos?

5. ¿Qué puedes decir del tamaño de los átomos?
6. Sabiendo que:

Radio atómico se define como la distancia que existe desde el núcleo de un átomo hasta el nivel energético más alejado.

¿Cómo dirías que varía el radio atómico de acuerdo a un periodo? ¿Y a un grupo?

Información:

7. Lee atentamente la siguiente información:

El Potencial de Ionización

Cuando a un átomo neutro se le quita un electrón se ioniza, transformándose en un catión. Así, si a un átomo de litio se le arranca un electrón se convierte en un catión litio, Li^+ , lo cual puede representarse como:



Este proceso se llama ionización y para que se produzca es necesario suministrarle energía. Esa energía es también llamada potencial de ionización, y se define como la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado. El potencial es también una propiedad periódica, y se observa que:



**Actividades de aplicación:**

- 1- Coloca V o F según sean verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:
 - a) Dentro de un periodo los elementos de mayor potencial de ionización se encuentran a la derecha.
 - b) El radio atómico disminuye al avanzar dentro de un periodo debido a que disminuye la carga nuclear.
 - c) El potencial de ionización es la energía que libera un átomo cuando gana un electrón.
- 2- Escribe la configuración electrónica del cloro y del magnesio, e indica cuál tiene mayor radio y por qué.
- 3- De la siguiente lista selecciona el átomo más grande, el más pequeño y el que mayor potencial de ionización tenga: **Be- B- N- Mg**
- 4- Ordena la siguiente lista de elementos de acuerdo a su afinidad electrónica creciente: **Ca- Ti- Cs- Ga- F- Rb- K- Fe- O**
- 5- Ordena por el radio atómico creciente los siguientes elementos: **C- Be- Rb- Cs- K- N- B- Na**
- 6- Basándose en su potencial de ionización decreciente, ordena los elementos siguientes: **Si- Al- Na- S- Cl- Mg- P**
- 7- Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el periodo 4 y grupo 1:
 - a) Menciona dos elementos con mayor radio atómico
 - b) Nombra dos elementos con mayor potencial de ionización
 - c) Señala si tiene mayor o menor afinidad electrónica que el fósforo
- 8- Sabiendo que la distribución electrónica de los siguientes elementos es:
 - 8.1- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 - 8.2- $1s^2 2s^2 2p^1$
 - 8.3- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$Indica:
 - a) Periodo y grupo al que pertenece
 - b) Tamaño respecto de los demás elementos del grupo
 - c) Potencial de ionización y afinidad electrónica, respecto a los demás elementos del periodo.



Actividad Integradora

Te propongo el siguiente desafío:

1. En clase elegirás aleatoriamente (al azar) un juego de mesa.
2. Deberás recrear el juego adaptándolo a los contenidos vistos sobre tabla periódica.
3. Coloca un nombre al juego.
4. Confecciona el juego de mesa con las correspondientes adaptaciones y un instructivo para jugarlo. Utiliza materiales de bajo costo como cartón, papel, materiales reciclados, etc.
5. Presenta el juego ante la clase y la profesora explicando cómo lo hiciste, que modificaciones realizaste a los juegos originales, como se juega y qué contenidos curriculares se usaron.

