



GUÍA DE ESTUDIO N°2 CIENCIAS NATURALES

Objetivo:

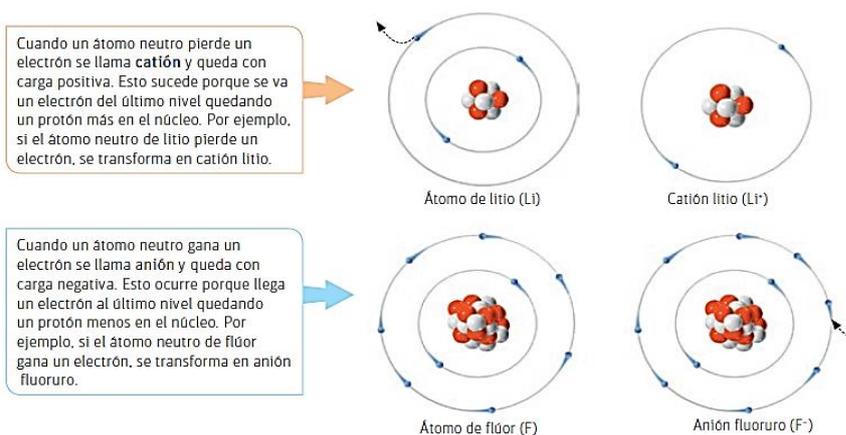
- Desarrollar modelos que expliquen que la materia está constituida por átomos que interactúan, generando diversas partículas y sustancias.
- Usar la tabla periódica como un modelo para predecir las propiedades relativas de los elementos químicos basados en los patrones de sus átomos, considerando: El número atómico. La masa atómica. La conductividad eléctrica. La conductividad térmica. El brillo. Los enlaces que se pueden formar.

Parte 1

ESTUDIO Y ORGANIZACIÓN DE LA MATERIA (continuación)

¿Qué son y cómo se forman los iones?

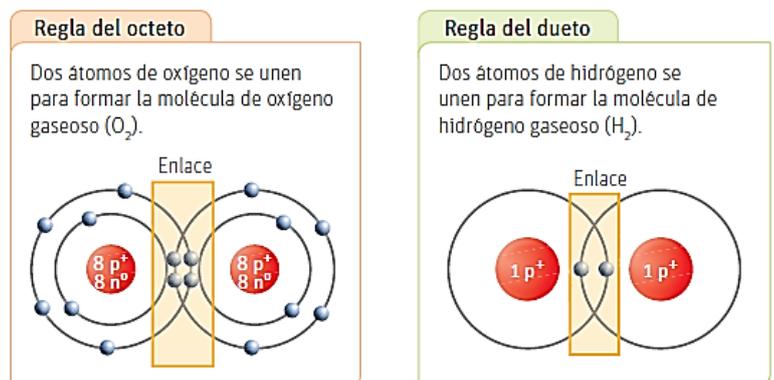
Un ion corresponde a un átomo o un grupo de átomos cargados positiva o negativamente. Se forma cuando un átomo neutro pierde o gana electrones de su último nivel de energía, como muestra el esquema. En química se utiliza el término de **entidades elementales** para referirse a las distintas partículas, como los átomos, las moléculas, los iones o los electrones, entre otras, o grupos de ellas.



¿Cómo se forman los enlaces químicos?

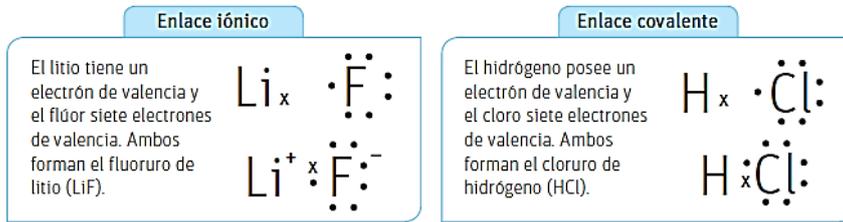
Los **enlaces químicos** se producen por la unión de dos o más átomos, para lograr una mayor estabilidad de los átomos que se enlazan. Un átomo tiene distintos niveles de energía. Dentro de este, los electrones ubicados en los niveles más externos participan en un enlace químico; se les llama **electrones de valencia (e_v)**.

Lewis estudio los enlaces químicos y notó que había algunos elementos que eran muy estables, estos eran **gases nobles** que presentaban ocho electrones en su nivel más externo, concluyendo que átomos con menos de ocho electrones de valencia se unen con otros para completar los ocho electrones y ser más estables, así inventa la **regla del octeto y dueto**.

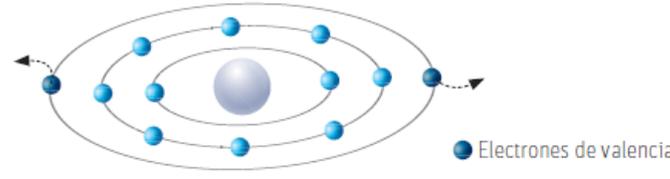
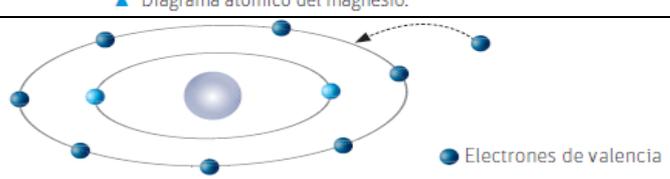
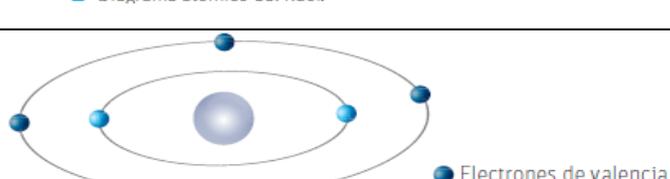




Estructura de Lewis: Lewis introdujo una manera de representar los electrones de valencia de un átomo. Puso el símbolo del elemento y a su alrededor los electrones de valencia, representados por puntos o cruces.

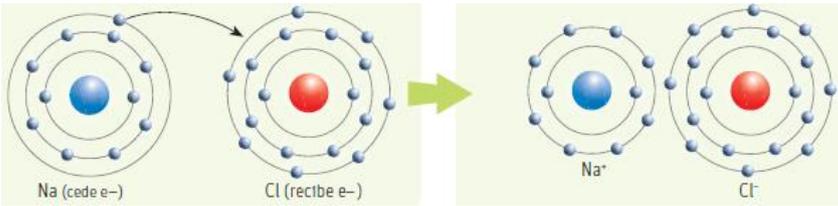
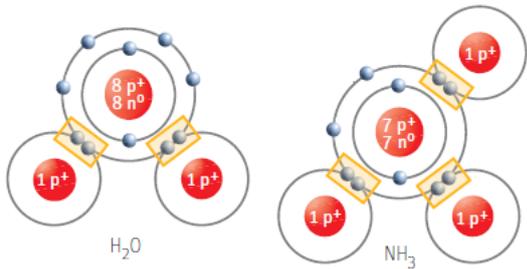


Mecanismo de formación de enlaces: Cuando dos átomos se encuentran lo suficientemente cerca, a una distancia conocida como **longitud de enlace**, sus electrones de valencia se reordenan para alcanzar la estructura electrónica de un gas noble. La capacidad que tiene un átomo para combinarse con otros y adquirir una estructura estable está dada por la cantidad de electrones que el átomo es capaz de captar, ceder o compartir.

| | | |
|-----------------------------|---|--|
| Ceder electrones | Átomos con uno, dos o tres electrones de valencia tienden a entregar sus electrones. |  <p style="text-align: right;">● Electrones de valencia</p> <p style="text-align: center;">▲ Diagrama atómico del magnesio.</p> |
| Recibir electrones | Átomos con cinco, seis o siete electrones de valencia tienden a recibir o compartir electrones. |  <p style="text-align: right;">● Electrones de valencia</p> <p style="text-align: center;">▲ Diagrama atómico del flúor.</p> |
| Compartir electrones | La mayoría de los átomos que pueden compartir sus electrones, lo hacen para estabilizarse. |  <p style="text-align: right;">● Electrones de valencia</p> <p style="text-align: center;">▲ Diagrama atómico del carbono.</p> |



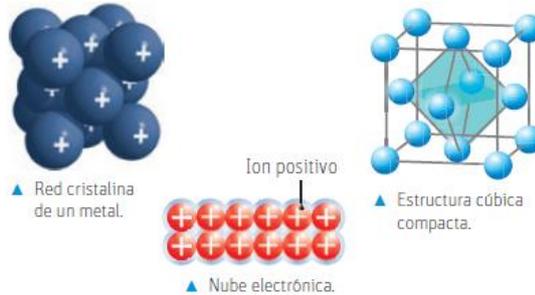
Tipos de enlaces: los átomos se reorganizan durante las reacciones químicas, y lo hacen perdiendo, ganando o compartiendo electrones a través de los enlaces químicos. De acuerdo a la naturaleza de los enlaces, las sustancias presentarán distintas propiedades. Estudiemos los principales tipos de enlaces: **iónico, covalente y metálico.**

| Enlace | Descripción |
|------------------|---|
| Iónico | <p>Un átomo cede electrones a otro que los recibe, se establece cuando un elemento metálico reacciona con un elemento no metálico. Los compuestos iónicos se caracterizan por tener puntos de ebullición y fusión altos y por conducir la corriente eléctrica.</p>  <p>El átomo de sodio (Na) cede su electrón de valencia a un átomo de cloro (Cl). El sodio se transforma en un catión (Na⁺) y el cloro, que recibe el electrón de valencia del sodio, en un anión (Cl⁻). Los iones Na⁺ y Cl⁻ se atraen debido a que sus cargas son opuestas. Estos iones se distribuyen ordenadamente formando una estructura tridimensional, llamada red cristalina.</p> |
| Covalente | <p>Los electrones de valencia se comparten y son atraídos por los núcleos de ambos átomos, con lo que se genera una atracción que los mantiene unidos. Esta unión se establece entre átomos de elementos no metálicos. Los compuestos covalentes se caracterizan por tener puntos de ebullición y fusión bajos y por ser malos conductores de la corriente eléctrica. Veamos cómo se forman los enlaces covalentes en las moléculas de agua (H₂O) y amoníaco (NH₃).</p>  |



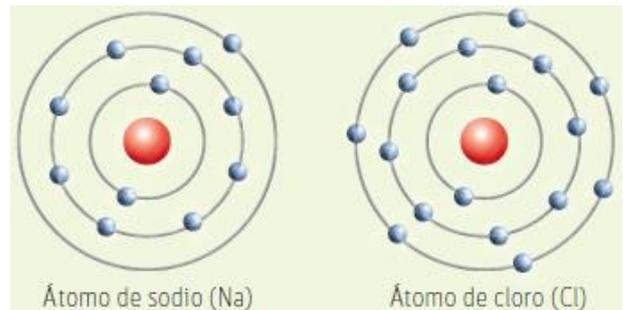
Metálico

La mayoría de los elementos químicos son metales. Estos están constituidos por estructuras regulares con átomos iguales, los cuales se superponen con los átomos vecinos con los que están en contacto, formando así una red cristalina. Los electrones de una red cristalina se extienden por todos los átomos, formando una nube electrónica que permite desplazarse por toda la red proporcionándole fuerza para que se mantenga unida y compacta. Las sustancias con enlace metálico son buenas conductoras del calor y la electricidad.



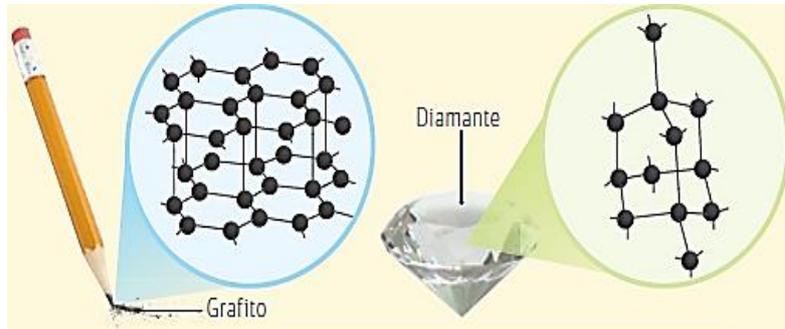
Actividad 1: Responde en tu cuaderno.

1. A partir de los siguientes átomos neutros dibuja en tu cuaderno el ion correspondiente. El sodio libera un electrón y el cloro acepta un electrón.
2. ¿Qué son las entidades elementales y cuáles son sus características? Explícalo mediante diagramas o modelos.





3. En la naturaleza es frecuente encontrar sustancias que poseen la misma composición química, pero diferente organización de los átomos, denominadas alótropos. El carbono presenta dos alótropos muy conocidos: el grafito y el diamante. Observa sus estructuras. A partir de las ilustraciones y del análisis de la tabla, responde:



| Propiedades de los alótropos del carbono | | |
|--|---------|--------------|
| Propiedades | Grafito | Diamante |
| Unión entre los átomos | Débil | Fuerte |
| Dureza | Blando | Duro |
| Densidad (g/cm ³) | 2,22 | 3,51 |
| Conductor de la electricidad | Sí | No, aislante |

- ¿Cómo son las estructuras de ambos alótropos?
- ¿Por qué crees que, estando ambas sustancias formadas por el mismo tipo de átomo, el carbono, poseen propiedades tan distintas? Explica.
- ¿Se podrá utilizar el grafito con los mismos fines que el diamante? Explica.
- ¿Qué aplicaciones cotidianas presentan estos alótropos? Investiga en qué se utilizan y explica cómo se relaciona su uso con sus propiedades.
- ¿Crees que es importante investigar y conocer las características y propiedades de un material para poder aplicarle diversos usos?

4. La siguiente tabla muestra los electrones de valencia de algunos elementos a partir de su estructura de Lewis. En la fila que dice "número de ev" (electrones de valencia), anota el número correspondiente a cada átomo. Para ello cuenta los puntos.

| Elemento | Estructura de Lewis | Número de e _v |
|-----------|---------------------|--------------------------|
| Hidrógeno | H· | |
| Carbono | ·C· | |
| Nitrógeno | ·N· | |
| Oxígeno | ·O· | |
| Sodio | Na· | |
| Cloro | ·Cl· | |

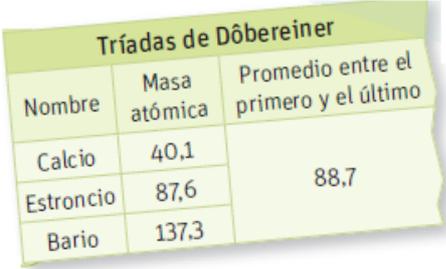
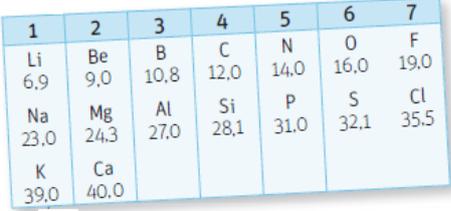


Parte 2

¿CÓMO SE ORDENAN LOS ELEMENTOS QUÍMICOS?

Durante siglos los científicos desconocieron la presencia de varios de los elementos que se encuentran en la naturaleza, y realizaron investigaciones de diversa índole para explicar el creciente número de sustancias nuevas, llegando a ordenarlos en lo que ahora conocemos como la **tabla periódica**.

Un poco de historia:

| <p>Johan W. Dobereiner (1780-1849)</p>  <p>Tríadas de Döbereiner</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Nombre</th> <th>Masa atómica</th> <th>Promedio entre el primero y el último</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Calcio</td> <td>40,1</td> <td rowspan="3">88,7</td> </tr> <tr> <td>Estroncio</td> <td>87,6</td> </tr> <tr> <td>Bario</td> <td>137,3</td> </tr> </tbody> </table> | Nombre | Masa atómica | Promedio entre el primero y el último | Calcio | 40,1 | 88,7 | Estroncio | 87,6 | Bario | 137,3 | <p>Fue el primero en investigar una organización de los elemento, observo que entre algunos elementos se compartían propiedades y se podían formar tríadas, donde tres elementos con propiedades similares, como que la masa atómica del elemento intermedio era, aproximadamente, el promedio de la masa de los elementos adyacentes.</p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|---------------------------------------|---------------------------------------|-----------|-----------|------------|-----------|-----------|-----------|-----------|---|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|-----------|-----------|------------|-----------|------------|--|--|--|--|--|--|
| Nombre | Masa atómica | Promedio entre el primero y el último | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Calcio | 40,1 | 88,7 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Estroncio | 87,6 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Bario | 137,3 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <p>John Newlands (1837-1898)</p>  <table border="1"> <thead> <tr> <th>1</th> <th>2</th> <th>3</th> <th>4</th> <th>5</th> <th>6</th> <th>7</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Li 6,9</td> <td>Be 9,0</td> <td>B 10,8</td> <td>C 12,0</td> <td>N 14,0</td> <td>O 16,0</td> <td>F 19,0</td> </tr> <tr> <td>Na 23,0</td> <td>Mg 24,3</td> <td>Al 27,0</td> <td>Si 28,1</td> <td>P 31,0</td> <td>S 32,1</td> <td>Cl 35,5</td> </tr> <tr> <td>K 39,0</td> <td>Ca 40,0</td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table> | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | Li 6,9 | Be 9,0 | B 10,8 | C 12,0 | N 14,0 | O 16,0 | F 19,0 | Na 23,0 | Mg 24,3 | Al 27,0 | Si 28,1 | P 31,0 | S 32,1 | Cl 35,5 | K 39,0 | Ca 40,0 | | | | | | <p>Observo que al ordenarlos según sus masas atómicas que las propiedades de los elementos se repetían en series de siete; a estas series de siete elementos les llamo ley de las octavas.</p> |
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Li 6,9 | Be 9,0 | B 10,8 | C 12,0 | N 14,0 | O 16,0 | F 19,0 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Na 23,0 | Mg 24,3 | Al 27,0 | Si 28,1 | P 31,0 | S 32,1 | Cl 35,5 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| K 39,0 | Ca 40,0 | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| <p>Julius Meyer (1830-1895) y Dmitri Mendeleev (1834-1907)</p>  <p>▲ Tabla periódica de Mendeleev.</p> | <p>En 1864, ambos publicaron sus respectivas tablas periódicas, al estudiar las propiedades físicas y químicas de los elementos, se dio cuenta de que, al acomodarlos en orden creciente según su masa atómica, seguían un patrón regular, es decir, observo una periodicidad o repetición periódica.</p> <p>Mendeleev trabajo por alrededor de quince años en la ordenación sistemática de los elementos químicos, pudiendo establecer la relación entre las propiedades de los elementos y su masa atómica, conocida como la ley periódica.</p> | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |



Colegio Sol de Chile
Departamento de Ciencias naturales.
Asignatura: Ciencias Naturales
Eje: Química
Curso: Primero Medio
Profesora: Paulina Faúndez P.

Actividad 2: responde en tu cuaderno

1. Calcula el promedio entre la masa atómica del litio ($A = 7$) y el potasio ($A = 39$). Luego, compara su resultado con la masa atómica del sodio ($A = 23$). ¿Cómo fueron los resultados obtenidos? Las triadas se pueden establecer entre todos los elementos? ¿Qué patrón siguen las triadas? Argumenta.

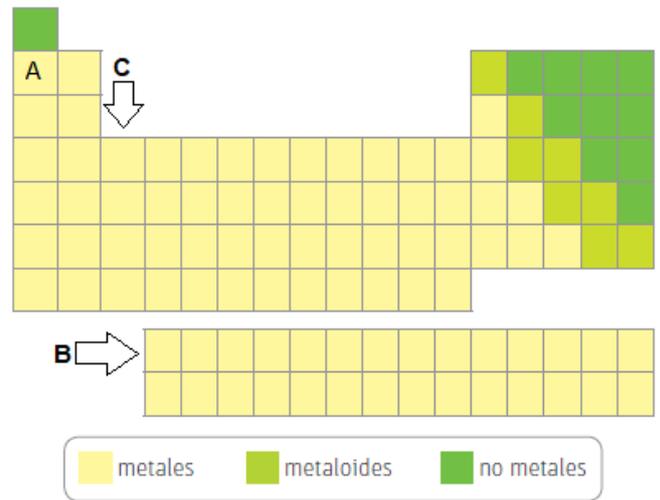


¿Qué información entrega la tabla periódica?

En 1913, Moseley (1887-1915), corrigió las suposiciones de Mendeleev. Descubrió que el número atómico de los elementos coincide con la carga eléctrica del núcleo, y llegó a la conclusión de que el número atómico (Z) era el parámetro fundamental en el ordenamiento de los elementos, y no la masa atómica.

Estructura de la tabla periódica:

- A. Cada recuadro entrega información específica sobre un elemento. Los datos principales son el símbolo químico, el número atómico y la masa atómica. También hay tablas que entregan otros datos, como la densidad, la electronegatividad o el volumen atómico.
- B. Las filas horizontales de la tabla se denominan **periodos**, los que están numerados del 1 al 7. El primer periodo está formado por dos elementos: hidrogeno y helio.
- C. Las columnas verticales se llaman **grupos**. Los elementos que están en los mismos grupos poseen propiedades químicas y físicas similares. Estos se numeraban con números romanos y letras; en la actualidad, se numeran correlativamente del 1 al 18.



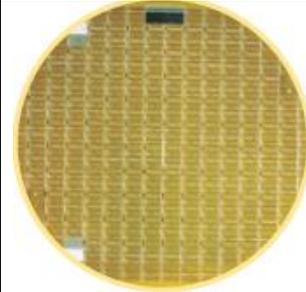
| Metales | Mateloides | No metales |
|--|--|---|
| <p>Son sólidos a temperatura ambiente, con excepción del mercurio. Presentan brillo, son dúctiles y maleables. Excelentes conductores de la electricidad y el calor. Reaccionan fácilmente con el oxígeno del ambiente (formando óxidos), y algunos lo hacen de modo violento con el agua (metales alcalinos y alcalinotérreos). Algunos, como el cobre se usan para la fabricación de cables eléctricos y el aluminio en la elaboración de marcos de ventanas. También forman aleaciones como el bronce (cobre con estaño) y el latón (cobre con cinc).</p> | <p>Pueden encontrarse como sólidos, líquidos o gases. Carecen de brillo y, por lo general, son malos conductores de la electricidad y el calor (excepto el carbono como grafito). Algunas de sus aplicaciones son: el azufre se usa en la producción de ácido sulfúrico, materia prima a nivel industrial y el cloro, como blanqueador y desinfectante, entre otros.</p> | <p>Son elementos que se encuentran entre los metales y los no metales. Poseen características físicas de un metal, pero algunas propiedades químicas de un no metal, razón por la cual son considerados semiconductores. Algunas de sus aplicaciones son: el silicio y el germanio son muy utilizados en la industria para la fabricación de dispositivos electrónicos, chips para computadores y celdas solares.</p> |



▲ Cañerías de cobre.



▲ Azufre mineralizado.



▲ Chip de silicio.

Actividad 3: Consigue una tabla periódica y a partir de la información contenida en ella realiza las siguientes actividades y responde en tu cuaderno

1. Clasifica los elementos hipotéticos de la tabla, según las propiedades descritas:

| Elemento hipotético | Estado físico | Conductor de la electricidad y el calor | Maleable o dúctil | Clasificación |
|---------------------|---------------|---|-------------------|---------------|
| X | Sólido | Sí | Sí | |
| W | Líquido | No | No | |
| Y | Gas | No | No | |
| Z | Sólido | Sí | No | |

2. Elige cinco elementos de la tabla periódica y completa los recuadros con sus principales características: nombre, símbolo, número másico (A), número atómico (Z), si es metal, no metal o metaloide, y estado físico.

| Nombre y símbolo | Número másico | Número atómico | Carácter metálico | Estado físico |
|------------------|---------------|----------------|-------------------|---------------|
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |



Colegio Sol de Chile
Departamento de Ciencias naturales.
Asignatura: Ciencias Naturales
Eje: Química
Curso: Primero Medio
Profesora: Paulina Faúndez P.

3. Identifica seis elementos de la tabla periódica: tres metálicos y tres no metálicos. Indica sus características y en que se podría aplicar cada uno. Explica por qué crees que pueden ser utilizados con esos fines.
4. Construye un mapa conceptual con los siguientes términos: *Grupo – Periodo – Elementos – Número atómico – Metales – No metales – Metalosides.*