

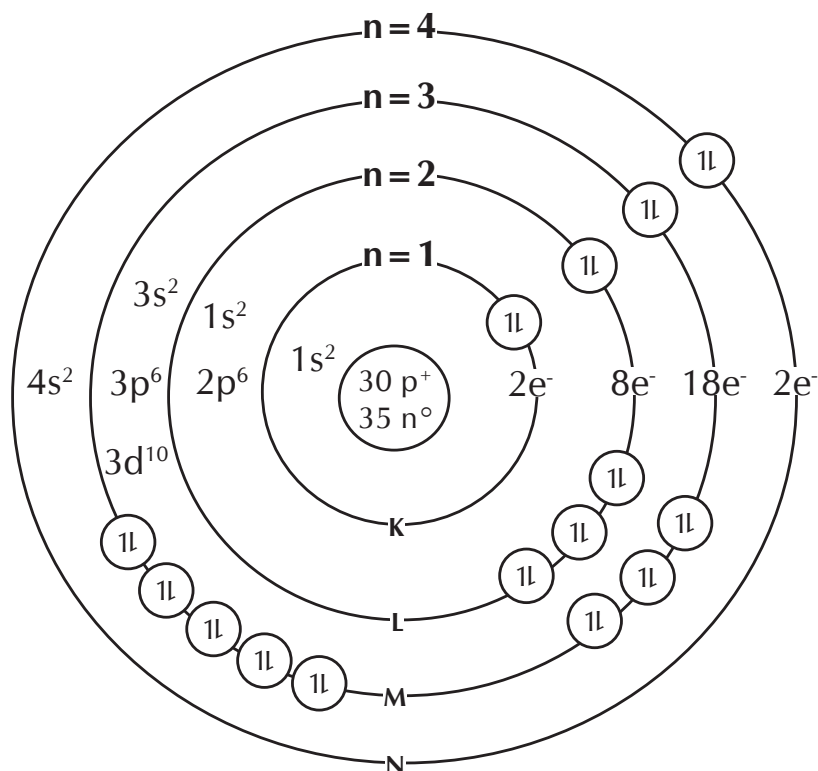
QUÍMICA



Segundo año de secundaria

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Átomo de Zinc: $^{65}_{30}\text{Zn}$



Los electrones se distribuyen alrededor del núcleo en regiones específicas de acuerdo a su energía relativa.

Leemos:

Un orbital atómico es una determinada solución particular, espacial e independiente del tiempo a la ecuación de Schrödinger para el caso de un electrón sometido a un potencial coulombiano. La elección de tres números cuánticos en la solución general señalan unívocamente a un estado monoeléctrico posible.

El nombre de orbital también atiende a la función de onda en representación de posición independiente del tiempo de un electrón en una molécula. En este caso se utiliza el nombre orbital molecular.

La combinación de todos los orbitales atómicos dan lugar a la corteza electrónica representado por el modelo de capas electrónicas. Este último se ajusta a los elementos según la configuración electrónica correspondiente.

Fuente: [//es.wikipedia.org/wiki/orbital_atfc3%B3mico](https://es.wikipedia.org/wiki/orbital_atfc3%B3mico)

El átomo presenta dos principales partes: núcleo y nube electrónica. En la nube se encuentran los electrones. Para un mejor estudio de estos, la nube electrónica se presenta en diferentes regiones de energía, las cuales son:

1. **Nivel o capa (n)** es una región de energía formada por subniveles. Se describe por el número cuántico principal.

Nro. de orbitales por nivel = n^2

Nro. de subniveles por nivel = n

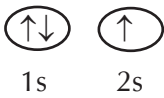
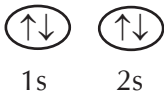
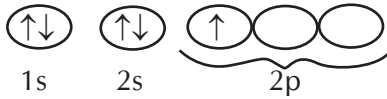
Nro. de electrones por nivel = $2n^2$

2. **Subcapa o subnivel (n y ℓ)** es un espacio energético formado por orbitales. Se describe por los valores de los números cuánticos principal y secundario.

Nro. de orbitales por subnivel = $2\ell + 1$

Nro. de electrones por subnivel = $2(2\ell + 1)$

3. **Orbital o REEMPE (n, ℓ , y m_ℓ)** región electrónica espacial de máxima probabilidad estadística. Un orbital puede contener uno o dos electrones:

Notación Convencional		Diagrama orbital
${}_1\text{H}$	$1s^1$	
${}_2\text{He}$	$1s^2$	
${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	
${}_4\text{Be}$	$1s^2 2s^2$	
${}_5\text{B}$	$1s^2 2s^2 2p^1$	

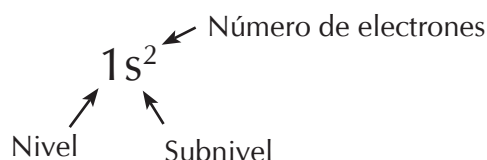
Las flechas representan los espines de los electrones.

Principio de AUFBAU (construcción) los subniveles se ordenan de menor a mayor energía relativa. Y en el caso que posean la misma energía se ordenan de menor a mayor nivel.

$$\text{Energía relativa} = n + \ell$$

Por ejemplo en 4d, el valor de $n = 4$ y $\ell = 2$, entonces la energía relativa es igual a seis.

Regla de Moller, llamada también regla del serrucho, los electrones se distribuyen en subniveles de menor a mayor energía. Se completa un subnivel y se pasa al siguiente hasta completar el total de electrones.



		SUBNIVEL	s	p	d	f
Capa	Nivel	Nº de electrones	2	6	10	14
K	(n = 1)	2	1s ²			
L	(n = 2)	8	2s ²	2p ⁶		
M	(n = 3)	18	3s ²	3p ⁶	3d ¹⁰	
N	(n = 4)	32	4s ²	4p ⁶	4d ¹⁰	4f ¹⁴
O	(n = 5)	32	5s ²	5p ⁶	5d ¹⁰	5f ¹⁴
P	(n = 6)	18	6s ²	6p ⁶	6d ¹⁰	
Q	(n = 7)	8	7s ²	7p ⁶		



Principio de máxima multiplicidad de Hund: “En un subnivel los electrones ocupan todos los orbitales y luego los llenan, apareándose”.

Átomo	Z	Configuración electrónica	Diagrama orbital
H	1	1s ¹	↑
He	2	1s ²	↑↓
Li	3	1s ² 2s ¹	↑↓ ↑
Be	4	1s ² 2s ²	↑↓ ↑↓
B	5	1s ² 2s ² 2p ¹	↑↓ ↑↓ ↑
C	6	1s ² 2s ² 2p ²	↑↓ ↑↓ ↑ ↑
N	7	1s ² 2s ² 2p ³	↑↓ ↑↓ ↑ ↑ ↑
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ ↑
F	9	1s ² 2s ² 2p ⁵	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑
Ne	10	1s ² 2s ² 2p ⁶	↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓

Practiquemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Un nivel de energía se describe por los números cuánticos principal y secundario.	
II. Todos los niveles de energía contienen el subnivel s.	

2. Completa:

Un subnivel de energía se determina por los números cuánticos _____ y _____.

3. Relaciona subnivel con energía relativa:

- | | |
|--------|------|
| I. 4p | A. 6 |
| II. 5d | B. 7 |
| | C. 5 |

Rpta: _____

4. Realiza la configuración electrónica de las especies mostradas:

- | | |
|------------------------|-------|
| I. Azufre ($Z = 16$) | _____ |
| II. Bromo ($Z = 35$) | _____ |

5. Realiza el diagrama de orbitales de $4p^4$.

Rpta: _____

6. Indica los números cuánticos del electrón desapareado en la notación cuántica $3p^5$.

Rpta: _____

7. De acuerdo al principio de AUFBAU ordena los siguientes orbitales:

- | | | |
|--------|--------|---------|
| I. 3d | II. 4s | III. 4f |
| IV. 5p | | |

Rpta: _____

8. Indica el número de orbitales semillenos en la configuración de un elemento con $Z = 34$.

Rpta: _____

9. Utilizando orbitales realiza la distribución de electrones para la especie fósforo ($Z = 15$).

Rpta: _____

10. La configuración electrónica de un átomo presenta siete orbitales llenos, ¿cuál es su número atómico?

Rpta: _____

11. Determine el número de orbitales llenos en la configuración electrónica del arsénico ($Z = 33$).

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 14 | b) 15 | c) 16 |
| d) 17 | e) 18 | |

12. Señale el electrón que no es posible ubicarlo en la configuración electrónica del potasio ($Z = 19$).

- | | |
|--------------------|---------------------|
| a) 4, 0, 0, $+1/2$ | b) 3, 1, 1, $-1/2$ |
| c) 2, 0, 0, $-1/2$ | d) 3, 2, -1, $+1/2$ |
| e) 1, 0, 0, $+1/2$ | |

13. En la configuración electrónica del hierro ($Z = 26$). ¿Cuántos electrones poseen $\ell = 1$?

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 6 | b) 12 | c) 18 |
| d) 24 | e) 14 | |

14. Una configuración posee 7 electrones en el tercer nivel. ¿Cuál es su número atómico?

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 15 | b) 16 | c) 17 |
| d) 18 | e) 19 | |

15. En un átomo se presenta 10 electrones con $m_\ell = 0$. Considerando el máximo valor en la cantidad de electrones ¿cuál es su número atómico?

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 12 | b) 13 | c) 16 |
| d) 18 | e) 20 | |

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Un subnivel de energía se describe por los números cuánticos principal y secundario.	
II. Todos los orbitales contienen a uno o 14 electrones como máximo.	

2. Completa:

Un orbital de energía se determina por los números cuánticos _____ y _____.

3. Relaciona subnivel con energía relativa:

- | | |
|--------|------|
| I. 4f | A. 6 |
| II. 5s | B. 7 |
| | C. 5 |

Rpta: _____

4. Realiza la configuración electrónica de las especies mostradas:

- | | |
|---------------------------|-------|
| I. Fósforo ($Z = 15$) | _____ |
| II. Arsénico ($Z = 33$) | _____ |

5. Realiza el diagrama de orbitales de $3d^7$.

Rpta: _____

6. Indica los números cuánticos del electrón desapareado en la notación cuántica: $6p^5$.

Rpta: _____

7. De acuerdo al principio de AUFBAU ordena los siguientes orbitales:

- | | |
|---------|--------|
| I. 5s | II. 4p |
| III. 5f | IV. 4d |

Rpta: _____

8. Indica el número de orbitales semillenos en la configuración de un elemento con $Z = 35$.

Rpta: _____

9. Utilizando orbitales realiza la distribución de electrones para la especie cloro ($Z = 17$).

Rpta: _____

10. La configuración electrónica de un átomo presenta ocho orbitales llenos, ¿cuál es su número atómico?

Rpta: _____

11. Determine el número de orbitales llenos en la configuración electrónica del zinc ($Z = 30$).

- | | | |
|-------|-------|-------|
| a) 14 | b) 15 | c) 16 |
| d) 17 | e) 18 | |

12. Señale el electrón que no es posible ubicarlo en la configuración electrónica del calcio ($Z = 20$)

- | | |
|------------------|-------------------|
| a) 4, 0, 0, +1/2 | b) 3, 1, 1, -1/2 |
| c) 2, 0, 0, -1/2 | d) 3, 2, -1, +1/2 |
| e) 1, 0, 0, +1/2 | |

13. En la configuración electrónica del vanadio ($Z = 23$). ¿Cuántos electrones poseen $\ell = 2$?

- | | | |
|------|------|------|
| a) 6 | b) 3 | c) 8 |
| d) 4 | e) 7 | |

14. Una configuración posee 5 electrones en el tercer nivel. ¿Cuál es su número atómico?
- a) 15 b) 16 c) 17
d) 18 e) 19
15. En un átomo se presenta 11 electrones con $m_l = 0$. Considerando el máximo valor en la cantidad de electrones, ¿cuál es su número atómico?
- a) 12 b) 13 c) 16
d) 18 e) 19

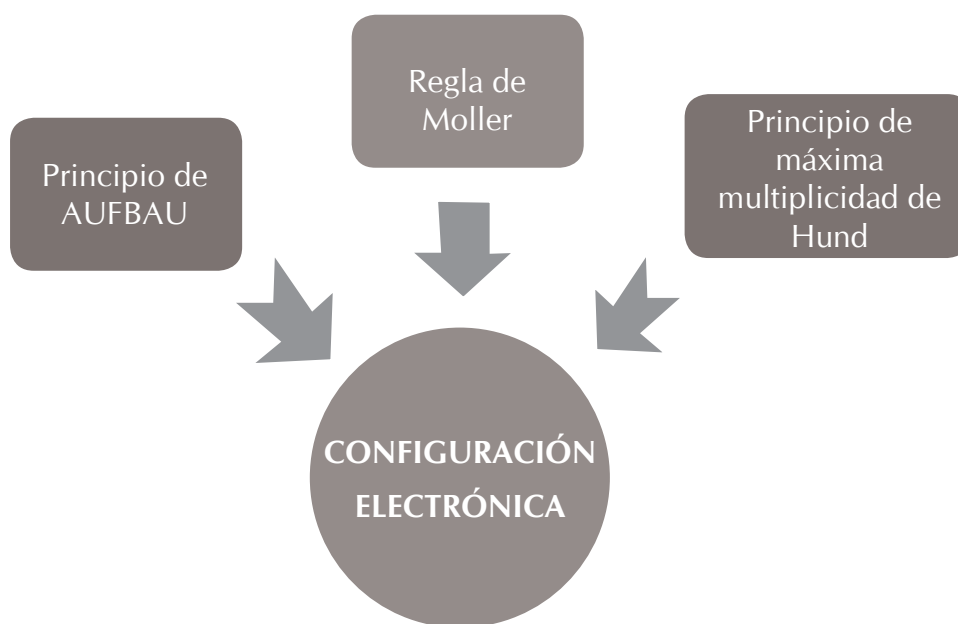
Actividades complementarias



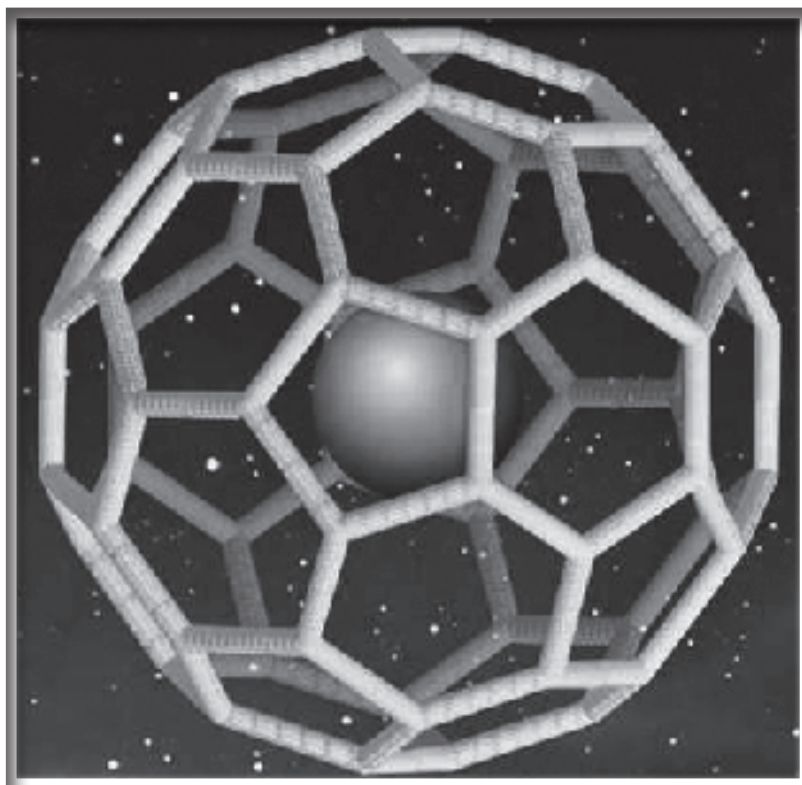
Investiga un poco más:

Toma un alambre de cobre con pinzas de madera y colócalo a la llama del mechero. Anota lo que observas y registra la tonalidad de color.

Con la ayuda del registro del espectro electromagnético determine el nivel de salida del electrón.



KERNELL



<http://www.spmn.uji.es/ESP/fulleren.jpg>

Los gases nobles pueden ser atrapados en fullerenos y se usan en la configuración electrónica del resto de elementos químicos.

Leemos:

Los materiales ferromagnéticos, compuestos de hierro y sus aleaciones con cobalto, tungsteno, níquel, aluminio y otros metales, son los materiales magnéticos más comunes y se utilizan para el diseño y constitución de núcleos de los transformadores y máquinas eléctricas. En un transformador se usan para maximizar el acoplamiento entre los devanados, así como para disminuir la corriente de excitación necesaria para la operación del transformador. En las máquinas eléctricas se usan los materiales ferromagnéticos para dar forma a los campos, de modo que se logren hacer máximas las características de producción de par.

Estos materiales han evolucionado mucho con el paso del tiempo lo que implica más eficiencia, reducción de volúmenes y costo, en el diseño de transformadores y máquinas eléctricas.

Propiedades de los materiales ferromagnético

1. Aparece una gran inducción magnética al aplicarle un campo magnético.
2. Permiten concentrar con facilidad líneas de campo magnético, acumulando densidad de flujo magnético elevado.
3. Se utilizan estos materiales para delimitar y dirigir a los campos magnéticos en trayectorias bien definidas.
4. Permite que las máquinas eléctricas tengan volúmenes razonables y costos menos excesivos.

Fuente: <http://www.paginadigital.com.ar/articulos/2004/2004seg/tecnologia1/sica26cccc-3pl.asp>

Los electrones se distribuyen en subniveles de energía de menor a mayor energía. Se completa un subnivel y se pasa al siguiente hasta completar la totalidad de electrones. En dicha configuración se puede describir el nivel de valencia, el Kernell y los electrones de valencia.

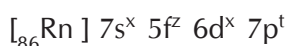
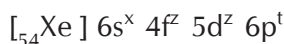
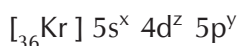
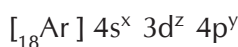
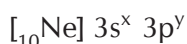
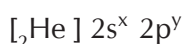
Nivel de valencia: es el nivel más externo en la configuración electrónica. Es el mayor nivel.

Electrones de valencia: son los electrones que se ubican en el nivel más externo. La cantidad de electrones de valencia determina las propiedades químicas del elemento.

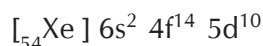
Kernell: es la región anterior al nivel de valencia. La cantidad de electrones del Kernell coincide con el número de electrones que posee un gas noble.

En la configuración electrónica del fósforo ($Z=15$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ el nivel de valencia es tres, la cantidad de electrones de valencia es cinco, y el Kernell posee 10 electrones que coincide con la cantidad de electrones del neón ($Z=10$). Entonces su configuración también puede ser: $[_{10}\text{Ne}]3s^2 3p^3$.

La configuración electrónica de un elemento puede usar a un gas noble.



Así por ejemplo en la configuración electrónica del mercurio ($Z=80$) se puede usar un gas noble con Z el más cercano a 80, es decir, el xenón con $Z=54$, y luego se completa los electrones restantes.



Principio de exclusión de Pauli: “En un átomo no se puede ubicar a dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales, por lo menos se diferencia en uno de ellos”.

En la configuración electrónica del boro con $Z=5$, los cinco electrones presentan diferentes estados cuánticos.

Un elemento químico puede ser:

Paramagnético: cuando presenta orbitales semillenos en su estructura electrónica. Atrae hacia si el campo magnético.

Diamagnético: cuando solo presenta orbitales llenos en su estructura electrónica. Rechaza el campo magnético.

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En la configuración electrónica de un gas noble no hay Kernell.	
II. Los electrones ubicados en el átomo poseen el mismo estado cuántico.	

2. Completa:

De acuerdo al principio de _____ en un átomo no puede existir dos electrones con el mismo _____.

3. Relaciona el gas noble usado en el Kernell y el número atómico.

- | | |
|--------------|------------|
| I. $Z = 35$ | A. Neón |
| II. $Z = 42$ | B. Argón |
| | C. Kriptón |

Rpta: _____

4. Determina el número de electrones en el Kernell de un átomo de número atómico igual a 38.

Rpta: _____

5. Halla el número de electrones de valencia en la configuración de un elemento con $Z = 52$.

Rpta: _____

6. Realiza la configuración electrónica de los elementos mostrados usando gases nobles.

Yodo ($Z = 53$) _____

Plomo ($Z = 82$) _____

Rpta: _____

7. Describe el estado cuántico de los electrones de valencia en la configuración electrónica del aluminio ($Z = 13$).

- | | |
|------------|-----------|
| I. _____ | II. _____ |
| III. _____ | |

8. De acuerdo a la configuración electrónica mostrada: $[_x\text{Kr}] ns^2 (n-1)d^5$.

Hallar el valor de $x+n$.

Rpta: _____

9. Usa un gas noble para la configuración de un elemento que posea 16 orbitales llenos.

Rpta: _____

10. ¿Cuántos electrones de valencia posee un elemento que presenta tres orbitales llenos en el cuarto nivel?

Rpta: _____

11. Señale el estado cuántico del electrón desapareado en la configuración de un elemento con $Z = 19$.

- | | |
|------------------|------------------|
| a) 3, 0, 0, -1/2 | b) 4, 0, 0, +1/2 |
| c) 3, 2, 2, -1/2 | d) 2, 1, 0, +1/2 |
| e) 4, 1, 1, +1/2 | |

12. De los mostrados, ¿cuáles son paramagnéticos?

- | | | |
|-------------------------|------------|-------------|
| I. Flúor ($Z = 9$) | | |
| II. Calcio ($Z = 20$) | | |
| III. Plomo ($Z = 82$) | | |
| a) Solo I | b) Solo II | c) Solo III |
| d) I y II | e) I y III | |

13. De los mostrados, ¿cuáles son diamagnéticos?
- I. Magnesio ($Z = 12$)
 II. Hierro ($Z = 26$)
 III. Mercurio ($Z = 80$)
- a) I y II b) II y III c) I y III
 d) Solo I e) I, II y III
14. Un elemento con electrones hasta el tercer nivel presenta el mayor paramagnetismo, ¿cuál es el número atómico?
- a) 12 b) 14 c) 15
 d) 17 e) 25
15. Determina el número de orbitales llenos en la configuración de un elemento diamagnético con cuatro niveles de energía (considera el máximo valor).
- a) 15 b) 16 c) 17
 d) 18 e) 19

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En la configuración electrónica de un gas noble hay 8 electrones de valencia.	
II. Los electrones ubicados en el átomo poseen diferente estado cuántico.	

2. Completa:

En la configuración electrónica el nivel más externo llamado _____ presenta electrones llamados _____.

3. Relaciona el gas noble usado en el Kernell y el número atómico.
- I. $Z = 53$ A. Neón
 II. $Z = 13$ B. Argón
 C. Kriptón
- Rpta: _____
4. Determina el número de electrones en el Kernell de un átomo de número atómico igual a 20.
- Rpta: _____
5. Halla el número de electrones de valencia en la configuración de un elemento con $Z = 34$.
- Rpta: _____
6. Realiza la configuración electrónica de los elementos mostrados usando gases nobles.
- Hierro ($Z = 26$) _____
 Mercurio ($Z = 80$) _____
7. Describe el estado cuántico de los electrones de valencia en la configuración electrónica del Boro ($Z = 5$)
- I. _____ II. _____
 III. _____
8. De acuerdo a la configuración electrónica mostrada: $[_x\text{Ar}] ns^2 (n - 1)d^5$.
 Hallar el valor de $x + n$.
- Rpta: _____

9. Usa un gas noble para la configuración de un elemento que posee 17 orbitales llenos.

Rpta: _____

10. ¿Cuántos electrones de valencia posee un elemento que presenta cuatro orbitales llenos en el cuarto nivel?

Rpta: _____

11. Señale el estado cuántico del electrón desapareado en la configuración de un elemento con $Z = 21$.

- a) 3, 0, 0, $-1/2$ b) 4, 2, 0, $+1/2$
c) 3, 2, -2, $+1/2$ d) 2, 1, 0, $+1/2$
e) 4, 1, 1, $+1/2$

12. De los mostrados, ¿cuáles son paramagnéticos?

- I. Oxígeno ($Z = 8$)
II. Magnesio ($Z = 12$)
III. Nitrógeno ($Z = 7$)

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I y II e) I y III

13. De los mostrados, ¿cuáles son diamagnéticos?

- I. Calcio ($Z = 20$)
II. Zinc ($Z = 30$)
III. Argón ($Z = 18$)

- a) I y II b) II y III c) I y III
d) Solo I e) I, II y III

14. Un elemento con electrones hasta el segundo nivel presenta el mayor paramagnetismo, ¿cuál es el número atómico?

- a) 7 b) 10 c) 5
d) 11 e) 15

15. Determina el número de orbitales llenos en la configuración de un elemento diamagnético con tres niveles de energía (considera el máximo valor).

- a) 5 b) 6 c) 7
d) 8 e) 9

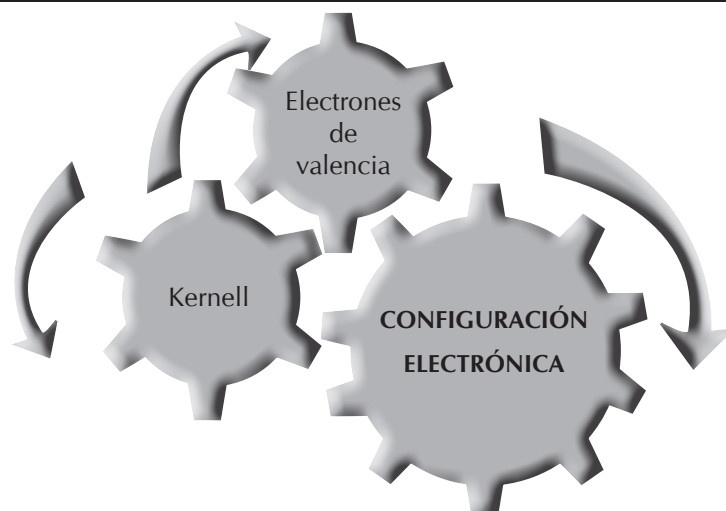
Actividades complementarias



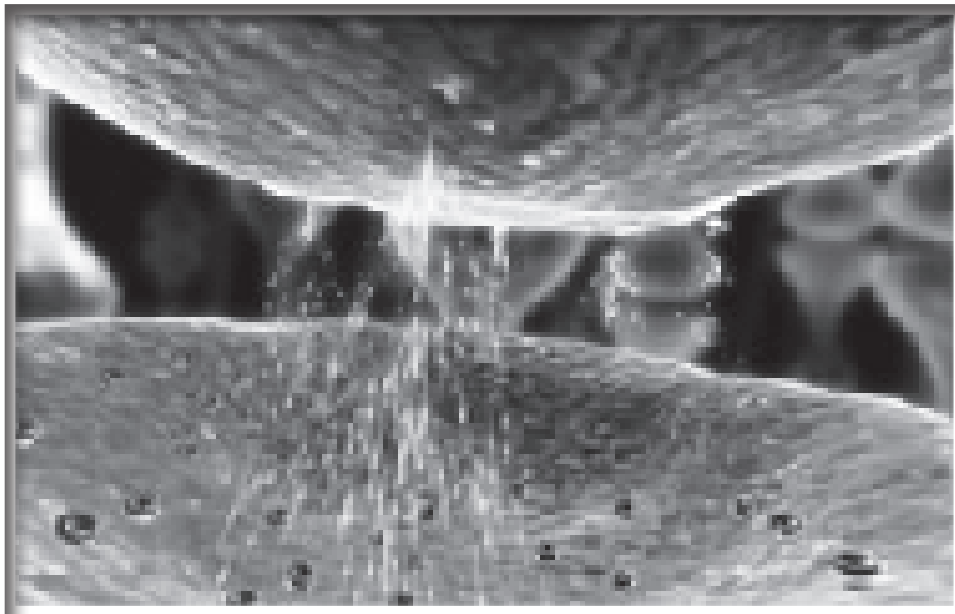
Investiga un poco más:

Toma un pedazo de aluminio con pinzas de madera y exponlo a la llama de un mechero.

Observa la coloración y regístralo en el espectro electromagnético. Determina la longitud de onda y señala el nivel de valencia.



CONFIGURACIÓN DE IONES



http://www.hipocampo.org/images_art/ionChannels.jpg

La alteración en la cantidad de electrones de los átomos permite la formación de iones, los cuales alteran su configuración electrónica.

Leemos:

El cromo interviene en el metabolismo de la glucosa, ya que forma parte del factor de tolerancia a la glucosa, que potencia la acción de la insulina, encargada de posibilitar la entrada de los hidratos de carbono sencillos en las células para poder ser utilizados y transformados en energía. Si la insulina es escasa o no funciona correctamente, la glucosa se acumula en la sangre, produciendo lo que se denomina hiperglucemia (niveles por encima de lo normal de glucosa en la sangre).

Al cromo se le atribuye la propiedad de poder controlar los niveles de colesterol en sangre e impedir que se formen placas en las paredes de las arterias, si bien no se conoce con certeza su mecanismo de acción. Se cree que es posible que el cromo sea capaz de inhibir la acción de la enzima encargada de regular la velocidad de formación del colesterol. Algunos estudios afirman que dependiendo de la concentración de cromo éste es capaz de inhibir o de estimular la acción de dicha enzima.

Además, el cromo es junto al hierro un elemento encargado del transporte de determinadas proteínas.

El alimento con mayor contenido de cromo conocido es la levadura de cerveza desecada. La levadura es fuente de cromo GTF (cromo del factor de tolerancia a la glucosa), que es una de las formas en las que más se asimila este mineral. También son buenas fuentes de cromo las grasas y aceites vegetales, así como los cereales integrales, las nueces, el mosto y los lácteos. El cromo también está presente en las carnes, verduras y mariscos, pero en estos alimentos su concentración es menor.

La absorción de cromo en el organismo es muy baja, sin embargo, dicha absorción se ve aumentada por la presencia de algunos nutrientes como la vitamina B1 (contenida en alimentos como la soja fresca, el germen de trigo, las carnes y los pescados blancos, los cereales integrales), B2 (presente en la soja fresca, hígado, carnes y cereales tostados) y la vitamina B3 (abundante en la leche de almendras, el atún, el bonito y el hígado). También favorecen la absorción de cromo minerales como el manganeso o el zinc y algunos aminoácidos entre los que se encuentran la cisteína, la glicina y el ácido glutámico.

Fuente: <http://www.alimentacion-sana.com.ar/informaciones/novedades/cromo.htm>

Se denomina ión a la especie química que ha alterado el número de electrones cuando era neutro.

Un ión se forma cuando el átomo neutro gana electrones o pierde electrones, entonces altera su configuración electrónica.

En el caso de ión positivo llamado catión, se pierde electrones en el nivel más externo, por ejemplo, el átomo de hierro ($Z=26$) con configuración $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$, al convertirse en ión ferroso Fe^{2+} pierde dos electrones en el nivel más externo, es decir, en el nivel $n = 4$ y la configuración sería $[\text{Ar}] 4s^0 3d^6$.

En el caso de ión negativo llamado anión, se gana electrones en el nivel más externo, por ejemplo, el átomo de bromo ($Z=35$) con configuración $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ al convertirse en ión bromuro Br^{1-} gana un electrón en el nivel mas externo, es decir en el nivel $n = 4$ y la configuración sería $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$.

Existen elementos químicos que deben alterar su configuración electrónica para lograr explicar el comportamiento magnético o su estado de oxidación, por ejemplo, el paladio de número atómico 46 es diamagnético, sin embargo, la configuración electrónica $[\text{Kr}] 5s^2 4d^8$ no explica dicha propiedad porque posee dos orbitales semillenos y es paramagnético. Entonces la configuración será $[\text{Kr}] 5s^0 4d^{10}$.



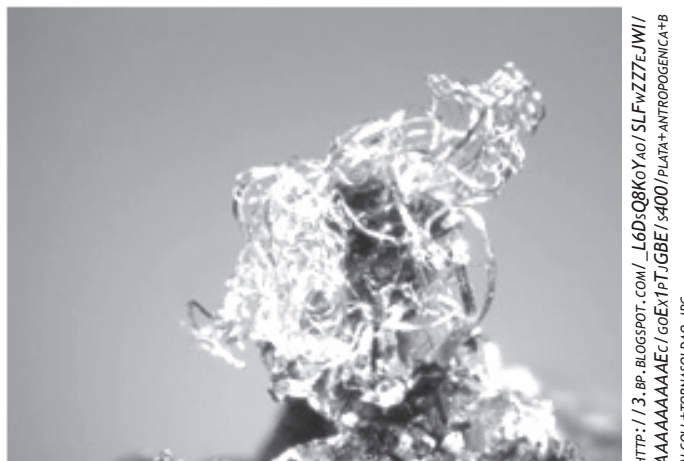
HTTP://ES.EXPORTPAGES.COM/PICTURE/10AA8AAA-16F5-49CE-82D7-F41BA4A8BDD8.JPG

El cromo de número atómico 24 posee alto paramagnetismo con $\mu = \sqrt{48} B$ es decir su configuración electrónica presenta 6 orbitales semillenos, sin embargo la configuración electrónica $[\text{Ar}] 4s^2 3d^4$ no explica dicha propiedad porque posee cuatro orbitales semillenos. Entonces la configuración será $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$.



HTTP://WWW.IJNORD.COM/WP-CONTENT/UPLOADS/2010/06/CROMO.JPG

La plata de número atómico 47 presenta estado de oxidación + 1, es decir su configuración debe presentar un electrón en el último nivel, sin embargo la configuración $[\text{Kr}]5s^24d^9$ no explica dicha propiedad, porque posee dos electrones en el último nivel. Entonces la configuración será $[\text{Kr}]5s^14d^{10}$.



Las especies que poseen la misma configuración electrónica se llaman isoelectrónicas, como por ejemplo $_{16}\text{S}^{2-} [\text{Ne}]3s^23p^6$ y $_{20}\text{Ca}^{2+} [\text{Ne}]3s^23p^6$.

Practiquemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Si dos especies poseen el mismo número de electrones se llaman isoelectrónicas.	
II. La alteración de la configuración para el cromo se debe a su estado de oxidación.	

2. Relaciona correctamente:

- I. $_{9}\text{F}^{1-}$ A. $1s^22s^22p^4$
 II. $_{11}\text{Na}^{1+}$ B. $1s^22s^22p^6$
 C. $1s^22s^22p^63s^2$

Rpta: _____

3. Completa:

A las especies químicas que poseen la misma configuración _____ se les llama _____.

4. Señale la configuración electrónica de las siguientes especies:

- I. $_{25}\text{Mn}^{2+}$ _____
 II. $_{53}\text{I}^{1-}$ _____

5. Determine el número de orbitales llenos en la configuración electrónica del Paladio (Z = 46).

Rpta: _____

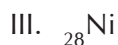
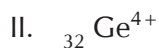
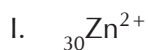
6. ¿Cuántos orbitales semillenos posee la configuración electrónica del Molibdeno (Z = 42)?

Rpta: _____

7. Determine el número de electrones en el nivel más externo de la configuración electrónica del cobre (Z = 29).

Rpta: _____

8. De los mostrados, ¿cuáles son isoelectrónicas?



Rpta: _____

9. ¿Cuál es el estado cuántico del electrón desapareado en la configuración electrónica de la plata ($Z = 47$)?

Rpta: _____

10. Un catión divalente es isoelectrónico con el ión bromuro Br^{1-} ($Z = 35$), ¿cuál es el número atómico del catión?

Rpta: _____

11. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. Un nivel de energía designado con $n = x$ posee $(x - 1)$ subniveles.

II. Un subnivel de energía designado con $\ell = x + 1$, posee $(2x - 1)$ orbitales atómicos.

III. Un nivel de energía designado con $n = x$ admite un máximo de x^2 orbitales atómicos.

a) VFV b) FVF c) FVV

d) FFV e) FFF

12. Determine el número de electrones en un átomo que pueden ser caracterizados por la siguiente combinación de números cuánticos:

$(4, \ell, -2, m_s)$

a) 4 b) 8 c) 3

d) 6 e) 5

13. Se muestran tres electrones cuyos estados cuánticos más probables son los siguientes:

Electrón I: 4; 2; 0; $+1/2$

Electrón II: 6; 0; 0; $+1/2$

Electrón III: 5; 1; 0; $-1/2$

Con respecto a la energía de los electrones I, II y III podemos afirmar:

a) $I = II = III$ b) $I < III < II$

c) $I > III > II$ d) $I < II = III$

e) $I > II = III$

14. Señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

I. El Principio de Incertidumbre establece que dos electrones en un mismo átomo no pueden tener el mismo conjunto de números cuánticos.

II. El Principio de Exclusión de Pauli, establece que los electrones tienden a ocupar el máximo número de orbitales atómicos disponibles en un subnivel de energía.

III. Un orbital atómico admite un máximo de dos electrones con "spin" opuesto.

a) VFV b) FVF c) FVV

d) FFV e) FFF

15. Respecto al ión ${}_{23}\text{V}^{2+}$, indica verdadero (V) o falso (F) según corresponda en relación con su distribución electrónica:

I. Presenta 3 orbitales semillenos.

II. Es isoelectrónico con el ${}_{21}\text{Sc}$.

III. Presenta 9 electrones en su tercer nivel de energía.

a) VVF b) VFF c) FVV

d) VFV e) FFV

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Si dos especies poseen la misma configuración electrónica se llaman isoelectrónicas.	
II. La alteración de la configuración para la Plata se debe a su estado de oxidación.	

2. Relaciona:

- I. ${}_8\text{O}$ A. $1s^2 2s^2 2p^4$
 II. ${}_{12}\text{Mg}$ B. $1s^2 2s^2 2p^6$
 C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Rpta: _____

3. Completa:

A las especies químicas que poseen _____ semillenos, se les llama _____.

4. Señale la configuración electrónica de las siguientes especies:

${}_{26}\text{Fe}^{3+}$ _____
 ${}_{33}\text{As}^{3-}$ _____

5. Determine el número de orbitales llenos en el nivel mas externo de la configuración electrónica del Niquel ($Z = 28$).

Rpta: _____

6. ¿Cuál es el momento magnético del Molibdeno ($Z = 42$)?

Rpta: _____

7. Determine el número de electrones en el nivel mas externo de la configuración electrónica de la plata ($Z = 47$).

Rpta: _____

8. De los mostrados, ¿cuáles son isoelectrónicas?

I. ${}_{33}\text{As}^{3-}$ II. ${}_{36}\text{Kr}$ III. ${}_{38}\text{Sr}^{2+}$

Rpta: _____

9. ¿Cuál es el estado cuántico del electrón

desapareado en la configuración electrónica del cobre ($Z = 29$)?

Rpta: _____

10. Un catión monovalente es isoelectrónico con el ión sulfuro S^{2-} ($Z = 16$), ¿cuál es el número atómico del catión?

Rpta: _____

11. Un átomo posee solo 3 subniveles "s" llenos en su estado basal, si la cantidad de neutrones que posee es una unidad mayor que su carga nuclear. Hallar el número de masa máximo del átomo.

- a) 39 b) 37 c) 25
 d) 29 e) 31

12. ¿Cuál es la configuración electrónica y el número atómico respectivamente, del elemento cuyo único y último electrón desapareado, situado en la subcapa de mayor valor de ($n + \ell$) posee los siguientes números cuánticos (n, ℓ, m_ℓ, m_s): (3; 2; -2; +1/2 ó -1/2)

- a) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$; $Z = 13$
 b) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1$; $Z = 21$
 c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$; $Z = 14$
 d) $[\text{Ne}] 4s^2 3d^2$; $Z = 22$
 e) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$; $Z = 31$

13. Respecto al elemento vanadio ($Z = 23$):

- I. Es paramagnético.
 II. Tiene un electrón desapareado.
 III. Tiene 2 orbitales 3d semillenos.

- A) VVF B) VFF C) FFV
 D) FVF E) VVV

14. Dados los núclidos:



- I. E y X son isótopos.
- II. E y M son átomos del mismo elemento.
- III. X y M tienen el mismo número de neutrones.

Son correctas:

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
- d) I y III e) I, II, III

15. ¿Qué configuración electrónica es correcta?

- I. ${}_{24}\text{Cr}$: [Ar] $4s^2 3d^4$
- II. ${}_{26}\text{Fe}^{+2}$: [Ar] $3d^6$
- III. ${}_{29}\text{Cu}$: [Ar] $4s^1 3d^{10}$

- a) I, II b) II, III c) I, III
- d) Solo III e) I, II, III

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

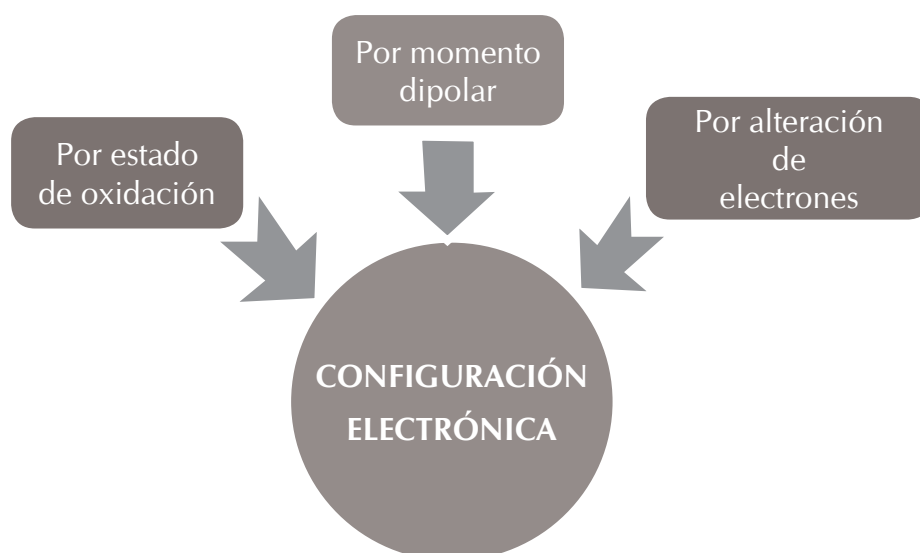
Disolver alumbre de potasio en uno de los vasos hasta sobresaturación, debe quedar algo de alumbre en el fondo. Hacer lo mismo con el alumbre de cromo. Son sustancias bastante solubles aunque el de cromo lo es más. Dejar que reposen.

Tomar un palito de dimensiones un poco mayores que la boca del vaso de chupete y en el centro atarle un poco de hilo blanco de coser.

Dejar que cuelgue un poco de hilo y cortarlo para que colocado el palito en la boca del vaso de chupete el hilo llegue hasta la mitad.

Llenar ahora uno de los vasos con la disolución de alumbre de cromo y el otro con la de alumbre de potasio. Dejar los vasos en un lugar tranquilo y cálido. Al cabo de unos días se verá que parte del agua se ha evaporado, que en el fondo de los vasos se han formado cristales en un caso incoloro (potasio) y en el otro caso de color azul oscuro. Reponer el agua que se haya evaporado y esperar unos días más. Al cabo de una semana en los hilos colgantes de cada uno de los vasos de chupete se habrán formado unos cristales perfectos entre 5 a 10 mm de arista. Es posible que el alumbre de cromo crezca más deprisa por que la solución es más concentrada.

Podemos sacar los cristales y observaremos que tiene la forma de octaedros o combinación de ellos. Si no estamos conformes con su tamaño podemos seguir introduciéndolos en la disolución para que engorden.



UNIDAD II

Tabla Periódica

Hierro en la nutrición

Este micromineral u oligoelemento, interviene en la formación de la hemoglobina y de los glóbulos rojos, como así también en la actividad enzimática del organismo.

Dado que participa en la formación de la hemoglobina de más esta decir que transporta el oxígeno en la sangre y que es importante para el correcto funcionamiento de la cadena respiratoria.

Las reservas de este mineral se encuentran en el hígado, el bazo y la médula ósea.

Se clasifica en hierro hémico y no hémico:

- El hémico es de origen animal y se absorbe en un 20 a 30%. Su fuente son las carnes (especialmente las rojas).
- El no hémico, proviene del reino vegetal, es absorbido entre un 3% y un 8% y se encuentra en las legumbres, hortalizas de hojas verdes, salvado de trigo, los frutos secos, las vísceras y la yema del huevo.

Para mejorar la absorción del hierro no hémico siempre es bueno consumir conjuntamente alimentos que contengan vitamina C.

Los inhibidores de la absorción de hierro no hémico son: el té, café, la leche bovina, la clara del huevo, el salvado de trigo y los productos de soya.

La falta de hierro en el organismo puede producir mala síntesis protéica, deficiencia inmunitaria, aumento del ácido láctico, aumento de noradrenalina, menor compensación de

enfermedades cardiopulmonares y anemia.

La forma de identificarlo que demuestra carencia de hierro es una menor respuesta al estrés, menor rendimiento laboral, alteración en la conducta y mala regulación térmica.

Las necesidades diarias de hierro son del orden de los 8 a 11 mg /día, requiriendo un 50% adicional las mujeres y los hombres deportistas y hasta doble las mujeres deportistas (20 a 25 mg 1 día)

Recomendaciones:

- Efectuar una adecuada selección de alimentos.
- Incluir carne en las comidas.
- Incluir fuentes de vitamina C en cada comida.
- Suprimir grandes cantidades de té o café con las comidas.
- Suprimir cantidades excesivas de ácido acético (vinagre).

Fuentes naturales de Hierro

Las siguientes tablas mencionan los miligramos (mg) de hierro hémico y no hémico presentes en una porción de alimento.

Aprendizajes esperados

Comprensión de la información

- Establecer la importancia de la composición de la materia.
- Utilizar los conceptos básicos para identificar a un elemento químico.
- Reconocer los símbolos y los nombres de los elementos químicos.
- Ubicar los elementos en la Tabla Periódica moderna.
- Describe las características de la Tabla Periódica.

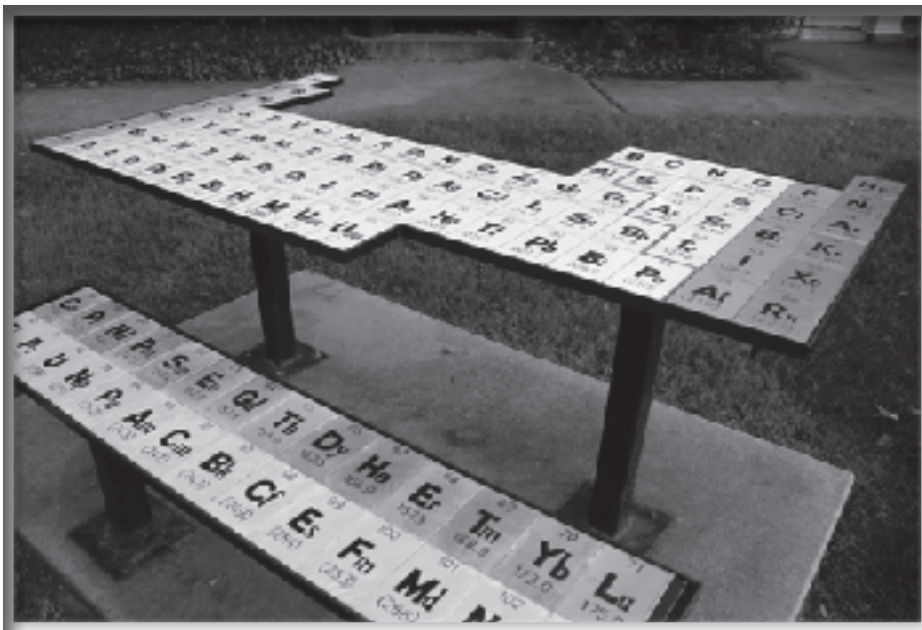
Indagación y experimentación

- Utilizar la Tabla Periódica Moderna para clasificar a los elementos en metales y no metales.
- Utilizar la Tabla Periódica para describir las propiedades de los elementos químicos.
- Comparar las propiedades de los elementos.
- Identificar a los elementos químicos mediante el número atómico.



<http://www.salood.com/wp-content/uploads/2008/03/hierro.jpg>

RESEÑA HISTÓRICA DE LA TABLA PERIÓDICA



<http://www.microservos.com/images/mesa-tabla-periodica.jpg>

Los elementos químicos son formas muy sencillas de materia que se encuentran presentes en todo tipo de materia.

Estos elementos químicos se ordenan y se clasifican en una Tabla Periódica. A través del tiempo se han presentado una serie de modelos de clasificación de elementos.

Leemos:

En 1964 se publicó que el Po-210 era un ingrediente del humo del tabaco. El Po-210 emite radiación alfa que es una de las formas de radiación carcinógena. Experimentos con animales mostraron que la inhalación de humo de tabaco era una causa de cáncer de pulmón en animales. Se cree que el Po-210 se deposita en las bifurcaciones bronquiales, resultando que hay dosis sustanciales de radiación alfa en los lugares donde los carcinomas aparecen con frecuencia. La radiación alfa también se ha demostrado que induce caminos de señales en células que no están directamente expuestas (el llamado efecto transeúnte). Las concentraciones medias de Po-210 en el tejido de los fumadores se han observado que son más del doble que las de los no-fumadores. Se calcula que los fumadores de 1,5 cajetillas (30 cigarrillos) diarias están expuestos a tanta radiación como si fueran sometidos a 300 radiografías al año. Se ha calculado que el Po-210 es responsable del 1% de todos los cánceres de pulmón de los Estados Unidos. Como cada año se calcula que 162 460 muertes en Estados Unidos y 1.3 millones de muertes en todo el mundo son atribuibles al cáncer de pulmón, el Po-210 puede ser el responsable cada año de más de 1600 muertes en los Estados Unidos y 11 700 en todo el mundo. Aunque la atmósfera contiene Po-210 proveniente del Radio-226 naturalmente presente en la corteza terrestre, la mayoría del Po-210 en las plantas de tabaco probablemente viene de los fertilizantes con alto contenido en fosfatos que se usan en las cosechas de tabaco. Los cultivadores de tabaco de los países desarrollados usan fundamentalmente fertilizantes manufacturados con alto contenido en fosfatos producidos a partir del mineral apatita, que contiene Radio-226 y radioisótopos descendientes como el Plomo-210 y el Po-210. La cosecha de tabaco tiene la particularidad de que su aroma depende de la reducción de nitrógeno, que

ocurre con la aplicación repetida de fertilizantes con alto contenido en fosfatos. Cuanto mayor sea el contenido de fosfatos en el fertilizante, mayor será la concentración de Po-210 en la planta de tabaco. El tabaco cultivado en algunos países en vías de desarrollo contiene aproximadamente un tercio menos de radioactividad que el tabaco cultivado en los países desarrollados. La radioactividad del tabaco cultivado en los Estados Unidos ha crecido con los años. Cuando para las cosechas de tabaco se usan fertilizantes de alto contenido en fosfatos, el Po-210 es absorbido por las raíces de la planta. El Po-210 también se deposita en la superficie de las hojas del tabaco, en unos pelillos pegajosos, que aglutinan las partículas de polvo radioactivo generadas durante la aplicación de los fertilizantes. Se cree que el Po-210 se encapsula con fosfato de calcio y Plomo-210 en partículas radioactivas insolubles, que más adelante se transfieren directamente al humo de tabaco que es inhalado dentro de los pulmones del fumador.

Fuente: <http://es.wikipedia.org/wiki/Polonio>

Dobereiner

Johann Wolfgang Dobereiner (1780-1849), profesor de Química en la universidad de Jena, hizo uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos, cuando en 1817 mostró que el estroncio tenía una masa atómica aproximadamente igual a la media aritmética de las masas atómicas del Ca y del Ba, elementos similares a él. Posteriormente mostró la existencia de más grupos como este, a los que llamó triadas, por ejemplo:

Cl - Br - I

Ca - Sr - Ba

S - Se - Te

Li - Na - K



<http://carrascal.net46.net/fisicas/cientificos/quimicos/dobereiner.jpg>

Johann Wolfgang Döbereiner

Otros químicos de aquella época como: Pettenkofer, Dumas, Lenssen, Gladstone contribuyeron también a buscar relaciones entre diferentes elementos. Odling incluyó más de tres elementos en algún grupo y encontró cierta analogía entre los primeros elementos de cuatro grupos contiguos como C, N, O y F cuya diferencia de pesos atómicos era menor que la que había entre dos elementos del mismo grupo. Incluso Kremers sugirió que algunos elementos podían pertenecer a dos triadas diferentes perpendiculares una a la otra. Esto fue el inicio de la cuadrícula que posteriormente Newlands, Odling, Meyer y el mismo Mendeleiev utilizaron hasta llegar a la clasificación periódica algunos años más tarde.

A partir de los trabajos de Dobereiner la tendencia fue correlacionar las propiedades de los elementos con su peso atómico; es decir, utilizar como parámetro más característico de un elemento a su peso atómico, tal y como se establecía en la teoría atómica de Dalton. En esta dirección apuntan los trabajos de Dumas (1840), Chancourtois (1862), Newlands (1863 y 1865), y Odling (1865).

El francés Jean Baptiste André Dumas (1800-1884) agregó algunos elementos a las triadas de Dobereiner; por ejemplo, anexó el magnesio a la triada calcio-estroncio-bario, y confirmó analogías entre los elementos de la misma triada.



http://www.esacademic.com/pictures/eswiki/74/Jean_Baptiste_Andr%C3%A9_Dumas.jpg

Jean Baptiste André Dumas

http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/e/e8/Alexandre-Emile_B%C3%A9guyer_de_Chancourtois.jpg/220px-Alexandre-Emile_B%C3%A9guyer_de_Chancourtois.jpg



Alexandre-Emile Beguyer de Chancourtois

El también francés Alexandre-Emile Beguyer de Chancourtois (1820-1886) propuso una de las formas más atractivas desde el punto de vista visual para clasificar a los elementos: la llamada Hélice Telúrica.

Chancourtois utilizó un cilindro vertical con 16 líneas equidistantes en su superficie paralelas al eje del cilindro. Enseguida dibujó una hélice (tirabuzón) a 45° del eje y acomodó en ella a los elementos en orden creciente de acuerdo con su peso atómico. De esta manera, los elementos que diferían entre sí en peso atómico en aproximadamente 16 unidades o múltiplos de 16 caen más o menos en la misma línea vertical y sorprendentemente, estos elementos tenían propiedades similares.

Newlands

El químico inglés John Alexander Reina Newlands (1837-1898) ordena los elementos conocidos en orden creciente de peso atómico y observa que si se empieza a contar a partir de alguno de ellos, el octavo elemento tiene propiedades similares al inicial. A este hecho, Newlands le llamó la Ley de las Octavas como analogía con la escala musical; pues si partimos de una nota cualquiera de aquella, por ejemplo Re, ocho notas después encontramos otro Re más agudo o más grave (una octava más alto o una octava más bajo).



http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/9/90/John_Alexander_Reina_Newlands.jpg/220px-John_Alexander_Reina_Newlands.jpg

John Alexander Reina Newlands

Al parecer Newlands fue objeto de burlas por su Ley de las Octavas; pero ahora reconocemos su trabajo y admitimos que, en cierta medida, resalta (siguiendo con el lenguaje musical) la armonía que existe entre las propiedades de los elementos.

Meyer

Julius Lothar Meyer (1830-1895) era profesor de Química en la Universidad de Wroclaw cuando asistió al congreso de Karlsruhe. Las conclusiones del mismo le permitieron revisar las relaciones numéricas existentes entre los elementos químicos apoyándose en la teoría atómica de Dalton y la hipótesis de Avogadro. Pensaba, como Mendeléiev, que su libro de texto debería estar basado en una clasificación de elementos y consiguió preparar una primera versión en 1864. Esta clasificación estaba basada en la valencia de los elementos aunque no era el único factor que determinaba el orden, eran también los pesos atómicos y sus relaciones entre los de elementos homólogos.

En diciembre de 1869 cuando tenía lista una versión mejorada de su clasificación conoció la versión alemana de la tabla de Mendeléiev, fueron así dos descubrimientos paralelos e independientes. Las dos tablas eran muy similares y había poca diferencia entre ellas. Meyer no separó los elementos de los grupos principales y subgrupos (Mendeléiev sí) sino que los colocó intercalados. Meyer clasificó 55 elementos y Mendeleiev consiguió colocar todos los elementos conocidos, hidrógeno incluido, aunque algunos de ellos formaban series de longitud variable debido al erróneo valor del peso atómico.

El trabajo de Meyer se basaba en la serialización de las propiedades físicas de los elementos como el volumen atómico, punto de fusión, de ebullición, etc. mientras Mendeléiev tuvo más en cuenta las propiedades químicas.

Mendeléiev

El químico ruso Dimitri Ivanovich Mendeléiev nació en la ciudad de Tobolsk en Siberia el 27 de enero (8 de febrero en el calendario vigente) de 1834. Estudió en el Instituto Principal Pedagógico de San Petersburgo, donde obtuvo su grado con la disertación magisterial Volúmenes Específicos. Posteriormente, recibió el nombramiento de Docente-Privado en la Universidad de Petersburgo. En 1859, viajó a Heidelberg, donde permaneció dos años, con objeto de prepararse para recibir el nombramiento del Profesor. En esta ciudad alemana trabajó con Robert Wilhelm Bunsen (1811-1899) y Gustav Robert Kirchhoff (1824-1887), químicos muy reconocidos por sus diversas aportaciones al avance de la ciencia. En 1865, de regreso a Rusia, fue nombrado profesor de la Universidad de Petersburgo y tres años más tarde empezó a escribir el libro Fundamentos de Química.



Dimitri Ivanovich Mendeléiev

http://lh5.ggpht.com/AMIGODELASUERTE/SOHIQ1XzOWV/AAAAAAAAACQo/j6YGtNkNe5c/mendeleyev_thumb%5B%5D.jpg

Mendeléiev estaba preocupado por lo difícil que resultaba a los estudiantes aprender Química dado que la información acerca de las propiedades de las sustancias era escasa, estaba muy dispersa en la literatura y casi nunca se presentaba en forma que reflejara las relaciones entre las diversas sustancias.

Tras una larga y tediosa revisión bibliográfica y con la ayuda de su propia experimentación, en los casos en que no encontraba información, Mendeléiev escribió la serie de artículos que quizá sea la más importante en la historia de la Química, debido a que permitió sistematizar y ordenar una cantidad muy grande de conocimientos químicos y proveyó a la Química de una gran capacidad predictiva. Mendeléiev compara elementos con propiedades similares y encuentra que las propiedades de los elementos dependen de manera regular del cambio de peso atómico; pero a diferencia de Meyer, presenta sus resultados en forma de tabla agrupando a los elementos con propiedades semejantes.

Mendeléiev hace notar que la secuencia de los elementos en la tabla está en concordancia con la valencia (del latín valens: valer, tomar algún valor). La valencia es una característica de los elementos que se relaciona con su capacidad de combinación. Por ejemplo, el elemento sodio (Na) tiene una valencia de uno pues solo puede combinarse con un átomo a la vez, es decir, no puede combinarse con dos átomos de oxígeno para formar, por ejemplo, el compuesto NaO_2 . Sin embargo, el oxígeno tiene valencia dos y por lo tanto si puede combinarse con dos átomos de valencia uno como sucede en el agua (H_2O). El oxígeno se combina en una proporción 1:1 con otros elementos de valencia dos como el calcio (Ca) para dar el compuesto CaO. El nitrógeno (N) presenta valencia tres ya que se combina con tres átomos de valencia uno como en el amoníaco (NH_3).

En la época en que Mendeléiev presentó sus tablas no se conocían los llamados gases nobles (elementos que fueron descubiertos gracias al invento del espectroscopio realizado por los maestros de Mendeléiev en Heidelberg, Bunsen y Kirchhoff); su descubrimiento, que en un principio pareció perturbar al sistema periódico, no vino sino a reafirmar las correlaciones existentes y la teoría de la valencia.

El descubrimiento de los gases nobles incorpora una de las excepciones a la ley periódica en función de los pesos atómicos. El argón (Ar), un gas noble, tiene un peso atómico de 39,948, en tanto que el potasio (K) tiene un peso atómico de 39,102. Si respetáramos estrictamente el orden creciente de pesos atómicos, el potasio quedaría en la secuencia antes que el argón y esto lo haría aparecer en el grupo de los gases nobles; pero el potasio no es un gas, es un metal muy reactivo con propiedades químicas parecidas al sodio. Si violamos el principio de orden creciente de pesos atómicos y colocamos primero al argón y después al potasio, la periodicidad en las propiedades se mantiene.

Si añadimos a la tabla de Mendeléiev los gases nobles, obtenemos lo que durante muchos años fue la forma más común de presentar el sistema periódico, hoy prácticamente en desuso y que conocemos como Tabla periódica corta.

Fila	Grupo I $\overline{R_2O}$	Grupo II $\overline{RO}$	Grupo III $\overline{R_2O_3}$	Grupo IV $\overline{RH_4}$ $\overline{RO_2}$	Grupo V $\overline{RH_3}$ $\overline{R_2O_3}$	Grupo VI $\overline{RH_2}$ $\overline{RO_3}$	Grupo VII $\overline{RH}$ $\overline{R_2O_7}$	Grupo VIII $\overline{RO_4}$
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 31	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Ca = 40	-- 44	n = 48	V = 51	Cr = 32	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59 Ni = 59, Cu = 63
5	(Cu = 63)	Zn = 65	-- 68	-- 72	As = 75	Sc = 78	Br = 80	Ru = 104, Rh = 104 Pb = 106, Ag = 108
6	Rb = 85	Sr = 87	m = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	-- 100	
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	I = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	Di = 138	Ce = 140				
9			Er = 178					
10				Ln = 180	Tn = 182	W = 184		Os = 195, Ir = 197 Pt = 198, Au = 199
11	(Au = 199)	Hg = 200	N = 204	Pb = 207	Bi = 208			
12				Th = 231		U = 240		

Moseley

Moseley estudió los espectros de rayos X de una serie de elementos contiguos de la tabla periódica. Los espectros presentaban unas rayas características que se desplazaban hacia menores longitudes de onda al tiempo que se avanzaba de un elemento al siguiente de la clasificación periódica.

La frecuencia de esas rayas se podía determinar mediante una fórmula empírica que era función de un número "Z" que correspondía a la posición del elemento en cuestión en la tabla. Este número recibió el nombre de número atómico y representa además del lugar que ocupa un elemento en la tabla, el número de protones del núcleo y por tanto de electrones en la corteza. La Tabla Periódica pasaba entonces a ordenarse por número de protones o electrones de cada elemento.

Consecuencia inmediata de este cambio fue que las parejas que estaban invertidas según una ordenación del peso atómico, ahora estaban correctamente colocadas. Así los casos del Te - I, Co-Ni y Ar-K, que desde las primeras clasificaciones eran una incógnita, fueron finalmente resueltos. El caso del Os, Ir y Pt que también estaban invertidos se solucionó cuando se rectificaron, posteriormente, sus pesos atómicos.

Además el trabajo de Moseley estableció, sin duda, que entre el H y el He no había ningún elemento, pues había surgido la hipótesis de que existían dos elementos más entre ellos. También permitió asegurar que entre el Ba y el Ta habían 16 elementos, los llamados lantánidos. No resolvió sin embargo la situación de éstos, se tendría que esperar a la introducción de la teoría atómica.



Moseley

<http://laquimista.iespana.es/imagenes/300px-Henry-Moseley.jpg>

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. El primer elemento químico fue el oxígeno.	
II. Los elementos se ordenan por tamaños atómicos según Moseley.	

2. Completa:

Según la Ley de _____ los elementos se ordenan de _____ en _____ de tal manera que el octavo elemento tiene propiedades similares al primero.

3. Relaciona:

- | | |
|--------------------|---------------|
| I. Ley de Triadas | A. Meyer |
| II. Ley de Octavas | B. Dobereiner |
| | C. Newlands |

Rpta: _____

4. El enunciado: "Las propiedades de los elementos son función periódica de su peso atómico" corresponde a:

Rpta: _____

5. ¿Qué parámetro utilizó Mendeléiev para ordenar a los elementos químicos?

Rpta: _____

6. Escribe el símbolo químico de los siguientes elementos.

- | | |
|----------------|-------|
| I. Arsénico | _____ |
| II. Bismuto | _____ |
| III. Antimonio | _____ |

7. Escribe el nombre de los siguientes elementos químicos:

- | | |
|---------------|--------------|
| I. Po _____ | II. Mg _____ |
| III. Zn _____ | |

8. A continuación se muestra una triada:

A	B	C
P.a = 23	P.a = 25	P.a = x

Halla el valor de "x".

Rpta: _____

9. Ordena a los siguientes elementos por su estado de agregación:

- | | | |
|-----------|-----------|---------------|
| I. Helio | II. Bromo | III. Mercurio |
| IV. Cloro | V. Calcio | VI. Azufre |

Sólido	Líquido	Gas

10. ¿Cuál es la diferencia entre las tablas de Meyer y Mendeléiev?

Rpta: _____

11. Indica con verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- | |
|--|
| I. Moseley clasifica a los elementos en ácidos y bases. |
| II. Dobereiner ordena a los elementos en metales y no metales. |

III. Newlands establece la Ley de Octavas.

- a) VVF b) VFV c) FFV
d) FFF e) VVV

12. Identifique la(s) proposición(es) relacionada(s) con la Tabla Periódica que es (son) correcta(s).

- I. La ley periódica de los elementos propuestos por Meyer y Mendeléiev estuvo basada en un ordenamiento de los pesos atómicos.
II. Mendeléiev estuvo basada en un ordenamiento de los pesos atómicos.
III. Moseley descubrió la ley periódica moderna al trabajar con algunos elementos aplicando técnicas de rayos X.

- a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y III e) I, II, III

13. Indica las proposiciones incorrectas:

- I. Mendeléiev y Meyer ordenaron los elementos de acuerdo al orden creciente del número de neutrones.
II. Moseley estableció la ley periódica actual al trabajar con rayos gamma.
III. El ordenamiento según el número atómico resolvió las discrepancias de la Tabla de Mendeléiev-Meyer.

- a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) I y II e) I, II y III

14. Con respecto a las siguientes proposiciones, indique cuántas de ellas son correctas:

- I. Según la Ley de las Triadas los elementos, con propiedades químicas similares, se ordenan en grupos de tres en tres según su masa atómica.
II. Los elementos $^{12}_6\text{C}$, $^{14}_7\text{N}$ y $^{16}_8\text{O}$ y forman una triada.
III. Según la Ley de las Octavas, los elementos se ordenan en grupos de 8 en 8, siendo el octavo elemento similar al primero en sus propiedades químicas.
IV. Mendeléiev al diseñar su Tabla Periódica dejó espacios en blanco para elementos que aún no habían sido descubiertos.

- a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

15. A continuación se muestra una triada de Dobereiner: A(P.a = 32), B(P.a = X), C(P.a = 38). Halla el valor de "x".

- a) 33 b) 34 c) 35
d) 36 e) 37

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. El primer elemento químico fue el hidrógeno.	
II. Los elementos se ordenan por tamaños atómicos según Dobereiner.	

2. Completa:

Según la Ley de _____ los elementos se ordenan de _____ en _____ de tal manera que el elemento intermedio tiene masa promedio que los otros dos.

3. Relaciona:

- | | |
|----------------------------|---------------|
| I. Primera ley periódica. | A. Dobereiner |
| II. Ley periódica moderna. | B. Mendeléiev |
| | C. Moseley |

Rpta: _____

4. El enunciado: "Las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico" corresponde a:

Rpta: _____

5. ¿Qué parámetro utilizó Moseley para ordenar a los elementos químicos?

Rpta: _____

6. Escribe el símbolo químico de los siguientes elementos:

- I. Argón _____
 II. Manganeso _____
 III. Cromo _____

7. Escribe el nombre de los siguientes elementos químicos:

- I. Al _____
 II. Mo _____
 III. Zr _____

8. A continuación se muestra una triada:

A	B	C
P.a = 34	P.a = 36	P.a = x

Halla el valor de "x".

Rpta: _____

9. Ordena a los siguientes elementos por su estado de agregación:

- I. Hidrógeno II. Fósforo III. Flúor
 IV. Carbono V. Galio VI. Plomo

Sólido	Líquido	Gas

10. ¿Cuál es la semejanza entre las tablas de Meyer y Mendeléiev?

Rpta: _____

11. A continuación se muestra una triada de Dobereiner:

A	B	C
P.a = 38	P.a = x	P.a = 44

Halla el valor de "x".

- a) 82 b) 38 c) 39
 d) 40 e) 41

12. A continuación se muestran dos hileras que forman octavas.

Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Br	Si	P	S	Cl

¿Qué elemento está mal ubicado?

- a) Mg b) Br c) Si
d) S e) F

13. ¿Cuántas hileras verticales presenta la tabla de Mendeléiev?

- a) 6 b) 5 c) 4
d) 8 e) 7

14. Indica con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

- I. El ordenamiento de los elementos según Meyer se basa en los tamaños atómicos.
II. Newlands clasifica a los elementos en electronegativos y electropositivos.
III. Meyer ordena a los elementos por su número atómico.

- a) VVV b) VVF c) VFV
d) VFF e) FFF

15. ¿Qué tipo de radiación se utilizó para determinar la relación entre la longitud de onda y la carga nuclear?

- a) Rayos X b) Rayos alfa c) Rayos gamma
d) Rayos catódicos e) Rayos canales

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

Materiales

- Dos huesos de pollo (o de otra clase)
- Dos vasos
- Agua
- Vinagre

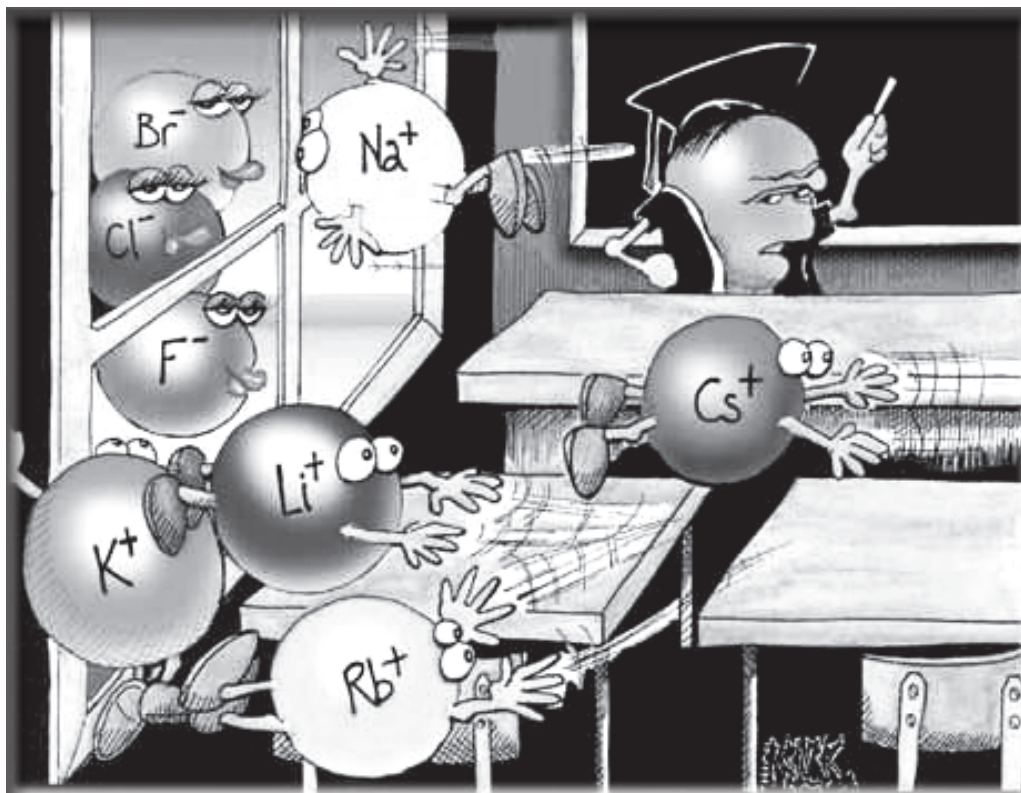
Procedimiento

1. Colocar un hueso en cada vaso, cubrir uno con agua y otro con vinagre. Renovar el agua y el vinagre dos o tres veces por semana.
2. En dos o tres semanas el hueso del vinagre se habrá vuelto flexible; el otro seguirá igualmente rígido.

Los huesos son duros y rígidos principalmente a causa del fosfato cálcico que no es soluble en agua, pero que lentamente es transformado por el ácido acético del vinagre en acetato cálcico soluble. Por tanto, cuando el hueso pierde su fosfato cálcico, también pierde su rigidez y se vuelve flexible.



LEY PERIÓDICA MODERNA



<http://elementos-quimicos.blogspot.es/img/quimica.gif>

De acuerdo a la Ley Periódica moderna de los elementos químicos establecida por Moseley, estos presentan propiedades que dependen del número atómico.

Leemos:

El potasio, es el mayor catión del líquido intracelular del organismo humano. Está involucrado en el mantenimiento del equilibrio normal del agua, el equilibrio osmótico entre las células y el fluido intersticial y el equilibrio ácido-base, determinado por el pH del organismo. El potasio también está involucrado en la contracción muscular y la regulación de la actividad neuromuscular, al participar en la transmisión del impulso nervioso a través de los potenciales de acción del organismo humano.

La ingesta adecuada de potasio puede ser generalmente garantizada al consumir una variedad de alimentos que contengan potasio, y la deficiencia es muy rara en individuos que consuman una dieta equilibrada. Los alimentos que son fuente alta de potasio incluyen: las hortalizas (brócoli, remolacha, berenjena y coliflor) y las frutas (los bananos, los plátanos y las de hueso, como uva, albaricoque, melocotón, cereza, ciruela, etc.), son alimentos ricos en potasio. El potasio es el tercer mineral más abundante en nuestro cuerpo. Está implicado en la reacción de los nervios, en el movimiento muscular y en su mantenimiento saludable.

Fuente: <http://es.wikipedia.org/wiki/Potasio>

De acuerdo a la ley periódica moderna de los elementos químicos establecida por Moseley, estos presentan propiedades que dependen del número atómico, entonces las propiedades están en función periódica de su número atómico.

La clasificación más fundamental de los elementos químicos es en **metales** y **no metales**.

Los metales se caracterizan por su apariencia brillante, capacidad para cambiar de forma sin romperse (maleables) y una excelente conductividad del calor y la electricidad.

Los no metales se caracterizan por carecer de estas propiedades físicas, aunque hay algunas excepciones (por ejemplo, el yodo sólido es brillante; el grafito, es un excelente conductor de la electricidad; y el diamante, es un excelente conductor del calor).

Las características químicas son: los metales tienden a perder electrones para formar iones positivos y los no metales tienden a ganar electrones para formar iones negativos. Cuando un metal reacciona con un no metal, suele producirse transferencia de uno o más electrones del primero al segundo.

Propiedades de los metales

Poseen bajo potencial de ionización y alto peso específico por regla general, en su último nivel de energía tienen de 1 a 3 electrones.

Son sólidos a excepción del mercurio (Hg), galio (Ga), cesio (Cs) y francio (Fr), que son líquidos.

Presentan aspecto y brillo metálico son buenos conductores del calor y la electricidad. Son dúctiles y maleables, algunos son tenaces, otros blandos. Se oxidan por pérdida de electrones.

Su molécula está formada por un solo átomo, su estructura cristalina al unirse con el oxígeno forma óxidos y éstos al reaccionar con el agua forman hidróxidos. Los elementos alcalinos son los más activos

Propiedades de los no metales

Tienen tendencia a ganar electrones.

Poseen alto potencial de ionización y bajo peso específico.

Por regla general, en su último nivel de energía tienen de 4 a 7 electrones.

Se presentan en los tres estados físicos de agregación.

No poseen aspecto ni brillo metálico.

Son malos conductores de calor y la electricidad.

No son dúctiles, ni maleables, ni tenaces.

Se reducen por ganancia de electrones.

Sus moléculas están formadas por dos o más átomos.

Al unirse con el oxígeno forman anhídridos y éstos al reaccionar con el agua, forman oxácidos.

Los halógenos y el oxígeno son los más activos.

Varios no-metales presentan alotropía.

La mayoría de los elementos se clasifican como metales. Los metales se encuentran del lado izquierdo y al centro de la tabla periódica. Los no metales, que son relativamente pocos, se encuentran el extremo superior derecho de dicha tabla. Algunos elementos tienen comportamiento metálico y no metálico y se clasifican como metaloides y semimetales.

Los no metales también tienen propiedades variables, al igual que los metales. En general los elementos que atraen electrones de los metales con mayor eficacia se encuentran en el extremo superior derecho de la tabla periódica.

Tabla Periódica

El ruso Dimitri Mendeléiev y el alemán Julio Lotear Meyer trabajando por separado, llegaron a ordenar los elementos químicos, basándose en sus propiedades físicas y químicas.

La Tabla Periódica larga fue propuesta por Alfred Warner y Henry Moseley fue quien propuso que para la orden de los elementos fuera el número atómico y no el peso atómico.

Breve descripción de las propiedades y aplicaciones de algunos elementos de la Tabla Periódica.

Gases nobles o gases raros

Los gases nobles, llamados también raros o inertes, entran, en escasa proporción, en la composición del aire atmosférico. Pertenecen a este grupo el helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón, que se caracterizan por su inactividad química, puesto que tienen completos sus electrones en la última capa. No tienen tendencia por tanto, ni a perder ni a ganar electrones. De aquí que su valencia sea cero o que reciban el nombre de inertes, aunque a tal afirmación se tiene hoy una reserva que ya se han podido sintetizar compuestos de neón, xenón o kriptón con el oxígeno, el flúor y el agua.

El helio se encuentra en el aire; el neón y el kriptón se utilizan en la iluminación por sus brillantes colores que emiten al ser excitados, el radón es radioactivo.

Grupo I, Metales alcalinos ns^1 , + 1

Los metales alcalinos son aquellos que se encuentran en el primer grupo dentro de la Tabla Periódica.

Son todos blancos, brillantes, muy activos, y se les encuentra combinados en forma de compuestos. Se les debe guardar en la atmósfera inerte o bajo aceite.

Estos metales, cuyos átomos poseen un solo electrón en la capa externa, son monovalentes. Dada su estructura atómica, ceden fácilmente el electrón de valencia y pasan al estado iónico. Esto explica el carácter electropositivo que poseen, así como otras propiedades.

Los de mayor importancia son el sodio y el potasio, sus sales son empleadas industrialmente en gran escala.

Grupo II, Metales alcalino térreos ns^2 , + 2

Se conocen con el nombre de metales alcalinos térreos a los seis elementos que forman el grupo IIA del sistema periódico: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio. Son divalentes y se les llama alcalino térreos a causa del aspecto térreo de sus óxidos.

El radio es un elemento radiactivo.

Estos elementos son muy activos aunque no tanto como los del grupo I. Son buenos conductores del calor y la electricidad, son blancos y brillantes.

No existen en estado natural, por ser demasiado activos y, generalmente, se presentan formando silicatos, carbonatos, cloruros y sulfatos, generalmente insolubles.

Grupo III, Familia del boro: boroides, np^1 , + 3

El boro es menos metálico que los demás. El aluminio es anfótero. El galio, el indio y el talio son raros y existen en cantidades mínimas. El boro tiene una amplia química de estudio.

Grupo IV, Familia del carbono: carbonoides np^2 , + 4

El estudio de los compuestos del carbono corresponde a la química orgánica. El carbono elemental existe como diamante y grafito.

El silicio comienza a ser estudiado ampliamente por su parecido con el carbono. Los elementos restantes tienen más propiedades metálicas.

Grupo V, Familia del nitrógeno: nitrogenoides np^3 , -3

Se considera a este grupo como el más heterogéneo de la Tabla Periódica. El nitrógeno está presente en compuestos tales como las proteínas, los fertilizantes, los explosivos y es constituyente del aire. Como se puede ver, se trata de un elemento tanto benéfico como perjudicial. El fósforo tiene ya una química especial de estudio, sus compuestos son generalmente tóxicos. El arsénico es un metaloide venenoso. El antimonio tiene gran parecido con el aluminio, sus aplicaciones son más de un metal.

Grupo VI, Familia del oxígeno: anfígenos o calcógenos np^4 , -2

Los cinco primeros elementos son no-metálicos, el último, polonio, es radioactivo. El oxígeno es un gas incoloro constituyente del aire. El azufre es un sólido amarillo y sus compuestos por lo general son tóxicos o corrosivos. La química del telurio y selenio es compleja.

Grupo VII, Familia de los halógenos np^5 , -1

El flúor, el cloro, el bromo, el yodo y el astato, llamados metaloides halógenos, constituyen el grupo de los no metales monovalentes. Todos ellos son coloreados en estado gaseoso y, desde el punto de vista

químico, presentan propiedades electronegativas muy acusadas, de donde se deriva la gran afinidad que tienen con el hidrógeno y los metales.

Los formadores de sal se encuentran combinados en la naturaleza por su gran actividad. Las sales de estos elementos con los de los grupos I y II están en los mares. Las propiedades de los halógenos son muy semejantes. La mayoría de sus compuestos derivados son tóxicos, irritantes, activos y tienen gran aplicación tanto en la industria como en el laboratorio.

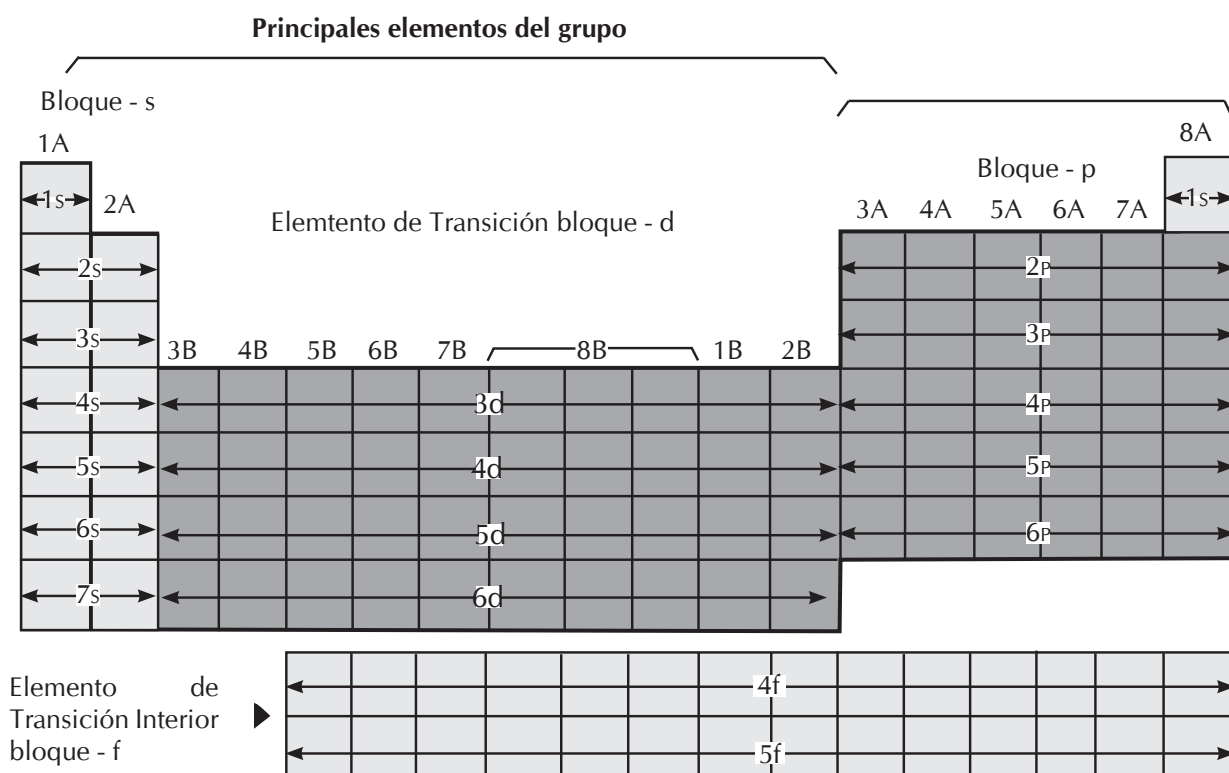
El astato difiere un poco del resto del grupo.

La tabla periódica presenta siete hileras horizontales llamados periodos, los cuales ordenan a los elementos en orden creciente de su número atómico.

Y 18 hileras verticales llamados grupos, los cuales agrupan a los elementos químicos por propiedades químicas similares. En el sistema IUPAC los grupos se ordenan desde 1 hasta el 18, y en el sistema USA se ordenan desde I hasta VIII en tipo A, que reúne a los elementos representativos y del tipo B a los elementos de transición.

La ubicación de un elemento químico en la Tabla Periódica se realiza con el símbolo químico o con el número atómico. Se realiza la configuración electrónica en función del número atómico y se determina la región más externa señalando el periodo y el grupo.

El mayor periodo señala el periodo y el último subnivel determina el grupo:



Subnivel	USA	IUPAC
s^x	x en romanos A	x
p^x	x + 2 en romanos A	x + 12
d^x	x + 2 en romanos B	x + 2
f^x	IIIB	3

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. El hidrógeno es un metal alcalino.	
II. Los elementos en la Tabla Periódica moderna se ordenan por su peso atómico.	

2. Completa:

Según _____ las propiedades de los elementos son función periódica de su _____ en la Tabla Periódica moderna.

3. Relaciona:

- | | |
|-------------|--------------------|
| I. Magnesio | A. Alcalino |
| II. Sodio | B. Alcalino térreo |
| | C. Anfígeno |

Rpta: _____

4. ¿Cuántos grupos posee la Tabla Periódica moderna?

Rpta: _____

5. Indique la familia de cada elemento mencionado:

- | | |
|--------------|-------|
| I. Potasio | _____ |
| II. Flúor | _____ |
| III. Oxígeno | _____ |

6. ¿Quién diseñó la Tabla periódica moderna?

Rpta: _____

7. Determina el periodo y grupo de los elementos mostrados en función de su configuración:

- | | |
|---------------|-------------|
| I. Z = 23 | C.E _____ |
| Periodo _____ | Grupo _____ |
| II. Z = 51 | C.E _____ |
| Periodo _____ | Grupo _____ |

8. Un elemento químico se ubica en el cuarto periodo y grupo 14. ¿Cuál es su número atómico?

Rpta: _____

9. Un elemento químico presenta 16 orbitales llenos en su configuración. Indique su grupo y periodo.

Rpta: _____

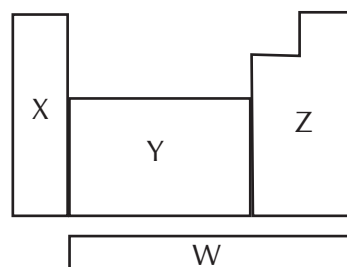
10. ¿Cuántos orbitales semillenos y llenos posee la configuración electrónica de un anfígeno del cuarto periodo?

Rpta: _____

11. ¿Cuántos elementos contiene actualmente la Tabla Periódica moderna?

Rpta: _____

12. En la relación a las cuatro zonas mostradas en la siguiente Tabla Periódica:



- Las zonas X, Y, Z, W corresponde a elementos que tienen electrones en el subnivel s, p, d, f respectivamente.
- Las zonas X, Z pertenece a elementos representativos.
- Las zonas Y, W pertenece a elementos de transición y transición interna.

Son correctas:

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I, II e) II, III

13. Respecto a la Ley periódica moderna de los elementos químicos, señale verdadero (V) o falso (F) a las proposiciones siguientes:

- I. Se basa en la carga nuclear de los elementos químicos.
II. Es la segunda Ley periódica.
III. Los elementos con propiedades químicas semejantes, basándose en la ley periódica, tienen semejantes configuraciones electrónicas externas.

- a) VFF b) VVF c) VVV
d) FVV e) FFV

14. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

- I. Los elementos alcalinos comprenden aquellos con $Z = 1; 3; 11; 19; 37; 55$ y 87 .

II. Los llamados elementos halógenos se acomodan en el grupo 17.

III. Los metales de transición son los correspondientes al bloque "d" de la tabla periódica moderna (TPM).

- a) VVV b) FVV c) FFV
d) VFV e) FFF

15. El electrón de mayor energía relativa de un elemento está desapareado y tiene la siguiente combinación de números cuánticos: $n=4$, $\ell=0$,

$m_{\ell}=0$, $m_s = +1/2$. ¿En qué grupo y periodo se ubicaría el elemento?

- a) IIA y periodo 4
b) IA y periodo 4
c) IIB y periodo 3
d) IIA y periodo 5
e) IIIA y periodo 4

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. El hidrógeno es un no metal.	
II. Los elementos en la Tabla Periódica moderna se ordenan por su número atómico.	

2. Completa:

En la Tabla Periódica moderna, a las hileras horizontales se les llama _____ y a las hileras verticales se les llama _____.

3. Relaciona:

- I. Azufre A. Alcalino
II. Calcio B. Alcalino térreo
C. Anfígeno

Rpta: _____

4. ¿Cuántos periodos posee la tabla periódica moderna?

Rpta: _____

5. Indique la familia de cada elemento mencionado:

I. Magnesio _____

II. Carbono _____

III. Potasio _____

6. ¿Quién estableció la ley de la Tabla periódica moderna?

Rpta: _____

7. Determina el periodo y grupo de los elementos mostrados en función de su configuración:

I. $Z = 40$ C.E _____

Periodo _____ Grupo _____

II. $Z = 53$ C.E _____

Periodo _____ Grupo _____

8. Un elemento químico se ubica en el quinto periodo y grupo 12. ¿Cuál es su número atómico?

Rpta: _____

9. Un elemento químico presenta 17 orbitales llenos en su configuración. Indique su grupo y periodo.

Rpta: _____

10. ¿Cuántos orbitales semillenos y llenos posee la configuración electrónica de un halógeno del cuarto periodo?

Rpta: _____

11. Indique el número atómico de un elemento del cuarto periodo de la Tabla Periódica con el mayor paramagnetismo.

a) 23 b) 24 c) 25

d) 33 e) 35

12. La configuración electrónica de un elemento es: $[Ar] 4s^1 3d^{10}$. ¿A qué grupo periodo de la Tabla Periódica moderna pertenece este elemento?

a) IVB, 3 b) IA, 3 c) IB, 4

d) IA, 4 e) IB, 3

13. Respecto a la Tabla Periódica moderna, indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones siguientes:

I. Los elementos representativos son del grupo B.

II. El Na ($Z = 11$) se encuentra ubicado en el segundo periodo.

III. Si la configuración electrónica de un elemento termina en subnivel "p", se puede afirmar que pertenece al grupo de los elementos representativos.

a) VVF b) FFV c) VVV

d) FVF e) FFF

14. Determine la ubicación de un elemento representativo en la Tabla Periódica en el cual se cumple que la cantidad de electrones que posee en el cuarto nivel es la sexta parte de la cantidad de electrones que posee en el tercer nivel.

PERIODO GRUPO

a) 4 I A

b) 4 III A

c) 4 III B

d) 4 VIII B

e) 4 VI B

15. El ion Q^{+1} corresponde a un metal de la primera serie de transición y tiene solo cinco electrones en el subnivel "d". Hallar el grupo, periodo y la identidad del elemento si sus átomos neutros poseen dos subniveles energéticos incompletos.

a) VIA; 4; Se

b) VIB; 4; Cr

c) VIIB; 4; V

d) VIIA; 4; Br

e) VB; 4; V

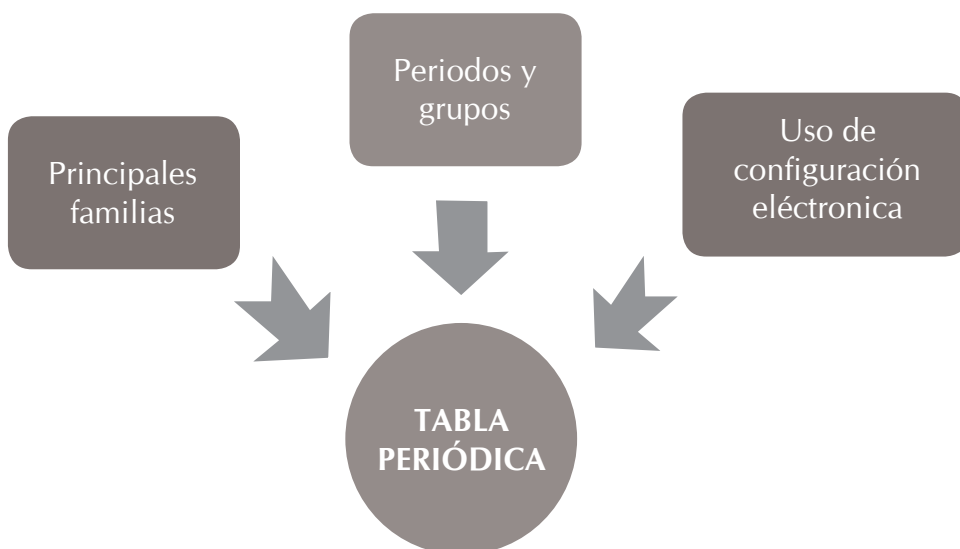


Investiga un poco más:

El premio Nobel de Química en 1995 y descubridor del agujero de la capa de ozono fue Paul Crutzen quien ha propuesto un experimento para reducir el calentamiento mundial del planeta. El mismo, consistiría en reflejar al espacio rayos solares desde la estratósfera, mediante el lanzamiento de azufre.

El efecto reflector, denominado Albedo y que depende de la cantidad, expresada en porcentaje, de radiación que incide sobre cualquier superficie y que se pierde, ya tiene lugar en la atmósfera porque "el aire no es limpio, zumban partículas en la atmósfera", explica el químico al diario vienés "Der Standard" de hoy.

Crutzen recuerda que la contaminación del aire también enfría el planeta porque "las partículas reflejan una parte de los rayos solares", y plantea un dilema: "Si limpiamos el aire la Tierra se calentaría. Yo quiero desplazar esto a la estratósfera".



PROPIEDADES PERIÓDICAS

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Ab	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

http://depa.pquim.unam.mx/Q/contenido/periodicidad_archivos/image081.jpg

En la Tabla Periódica moderna los elementos químicos presentan propiedades o características que varían en forma regular en un periodo o grupo. Estas propiedades se llaman **propiedades periódicas**.

Leemos:

El magnesio es un metal muy común en la naturaleza en forma de sales. Es el octavo elemento más abundante en la tierra y el segundo, después del sodio, en el mar.

El magnesio es uno de los minerales que necesita el organismo, aunque en pequeñas dosis, para mantener su equilibrio natural. Está presente en las células nerviosas, por lo que desempeña un papel muy importante en el buen funcionamiento del sistema nervioso.

Causas y síntomas de la falta de magnesio

La deficiencia de magnesio es relativamente frecuente. En la mayoría de los casos es el resultado de una alimentación pobre, de diarreas prolongadas, diabetes, mala absorción intestinal o alcoholismo. También suele producirse un déficit de magnesio cuando se toman diuréticos de forma continuada o se recibe alimentación por vía intravenosa durante periodos prolongados de tiempo. Asimismo, las embarazadas y las personas que realizan grandes esfuerzos físicos, ya sea por razones deportivas o laborales, también se encuentran expuestas a sufrir carencias de este mineral.

Los síntomas carenciales del magnesio son la falta de memoria y las dificultades en la retención. Este mineral es esencial para el buen rendimiento de los niños en la escuela, de los estudiantes en general y de las demás personas en el ámbito laboral y cotidiano.

El magnesio también contribuye a la relajación muscular, por lo que su carencia se puede traducir en una sensación constante de fatiga. Otro signo bastante evidente de la falta de este mineral es el parpadeo en el ojo. El magnesio está directamente relacionado con el buen estado

de las paredes de nuestras arterias, de manera que su carencia también puede afectar al músculo cardíaco, provocando arritmias, taquicardias o pinchazos en el pecho. La razón está en que la falta de magnesio contrae las arterias y, por lo tanto, dificulta la circulación de la sangre que va a los pulmones y al corazón. En su interacción con el calcio, regula la cantidad de éste que penetra en las células a fin de controlar funciones tan decisivas para el cuerpo como el ritmo cardíaco.

Este mineral esencial tiene relación directa, junto con las proteínas, con la formación de colágeno. Si no se fabrica una cantidad suficiente de colágeno, hecho que sucede cuando tenemos escasez de magnesio, aparecen dolencias como la artrosis o la osteoporosis. Esta última contribuye al deterioro del sistema óseo, y si se padece un pequeño golpe puede ocasionar graves fracturas en los huesos.

Magnesio y estrés

También el estrés, muy común en las sociedades occidentales avanzadas, es capaz de provocar un déficit de magnesio debido a mecanismos neurohormonales. A su vez, el déficit de magnesio puede generar un estado de hipersensibilidad al estrés. Se establece así un círculo vicioso de perniciosas consecuencias.

Baños de sales de magnesio

Contra los dolores de las articulaciones, el reuma, la artrosis y cualquier otra dolencia de los huesos, así como para el agotamiento físico, es muy recomendable realizar un baño con sales de magnesio. El tratamiento, en personas con dolencias graves, consistirá en realizar durante 9 días un baño diario de agua caliente (a 34 °C) con sales de magnesio. A continuación hacer otros 9 baños en días alternos y, finalmente, continuar con un baño semanal durante un año.

Fuente: <http://www.institutobiologico.com/caseros/magnesio.htm>

Entre las principales propiedades tenemos:

1. **Electronegatividad (E.N.):** es una medida relativa que señala la tendencia de un elemento a ganar electrones. En la escala de Pauling el elemento con mayor electronegatividad es el flúor con un valor de 4,0. Los valores de electronegatividad aumentan en un periodo de izquierda a derecha y en un grupo de abajo hacia arriba.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo	H																	He
1	2.1																	
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.7	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Tabla periódica de la electronegatividad usando la escala de Pauling

2. **Energía de ionización (E.I.):** es la energía necesaria para extraer un electrón del nivel más externo. Representa un proceso endotérmico.

Los gases nobles requieren el mayor contenido energético para extraer a un electrón.

El Helio posee el máximo valor de energía de ionización de 2372 KJ/mol.

El potencial de ionización se medía en voltios. En la actualidad, sin embargo, se mide en electrón-voltios. La energía para separar el electrón unido más débilmente al átomo es el primer potencial de ionización

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H 1312																	He 2372
2	Li 520	Be 899											B 800	C 1086	N 1402	O 1313	F 1681	Ne 2080
3	Na 496	Mg 738											Al 577	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
4	K 419	Ca 590	Sc 633	Ti 659	V 561	Cr 653	Mn 717	Fe 762	Co 760	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 747	As 947	Se 1140	Br 1351	Kr 1351
5	Rb 403	Sr 549	Y 600	Zr 640	Nb 652	Mo 684	Tc 702	Ru 710	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170
6	Cs 376	Ba 503	Lu 523	Hf 658	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1037
7	Fr 380	Ra 509	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Tabla periódica del primer potencial de ionización, en kJ/mol

Los valores de energía de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba incluyendo a los gases nobles.

3. **Afinidad electrónica (A.E.):** es la energía que acompaña a un proceso cuando se produce una ganancia de electrones. Tiene la misma variación que los valores de electronegatividad.

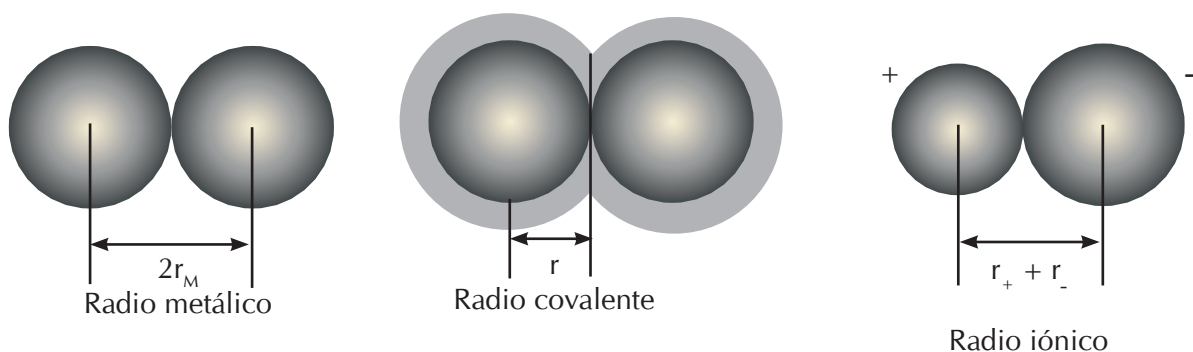
El proceso puede ser exotérmico o endotérmico.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Grupo																		
Periodo																		
1	H -73																	He 21
2	Li -60	Be -19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
3	Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
4	K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn	Fe -16	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
5	Rb -47	Sr -30	Y -41	Zr -86	Nb -72	Mo -53	Tc -101	Ru -110	Rh -54	Pd -116	Ag 32	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
6	Cs -45	Ba	Lu	Hf	Ta -31	W -79	Re 14	Os -105	Ir -151	Pt -205	Au -223	Hg 61	Tl -20	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Rn 41
7	Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

4. Radio atómico (r.a): se considera como la distancia del núcleo al electrón más lejano.

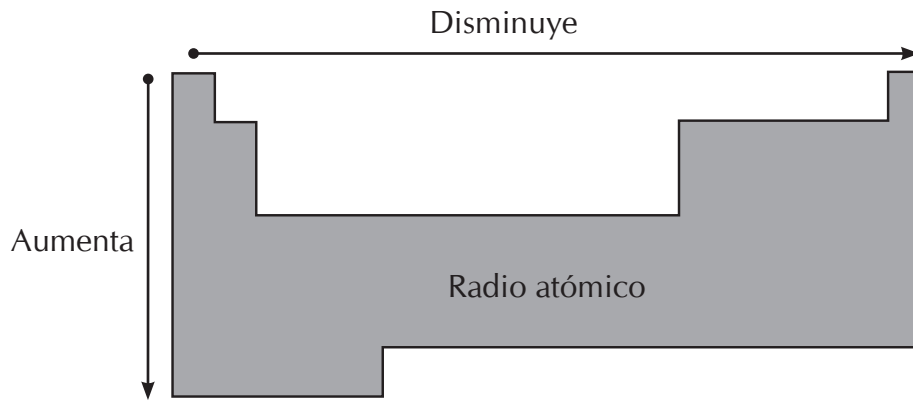
Los valores de radio atómico aumentan de derecha a izquierda en un periodo, y de arriba hacia abajo en un grupo

Estas consideraciones han llevado a los químicos a proponer varias definiciones del radio atómico basadas en consideraciones empíricas.



Radio metálico, radio covalente y radio iónico

Se define el radio metálico de un elemento metálico como la mitad de la distancia, determinada experimentalmente, entre los núcleos de átomos vecinos del sólido. El radio covalente de un elemento no metálico se define, de forma similar, como la mitad de la separación internuclear de átomos vecinos del mismo elemento en la molécula. En adelante la referencia a radios metálicos o covalentes será sinónimo de radios atómicos. El radio iónico de un elemento está relacionado con la distancia entre los núcleos de los cationes y aniones vecinos. Para repartir esta distancia hay que tomar un valor de referencia, que es el radio iónico del anión oxo, O^{2-} , con $1,40 \text{ \AA}$. A partir de este dato se pueden construir tablas con los radios iónicos de los distintos cationes y aniones.



Li ● 152	Li ⁺ ● -60	Be ● 111	Be ²⁺ ● 31	O ● 62	O ²⁻ ● 140	F ● 54	F ⁻ ● 126
Na ● 186	Na ⁺ ● 95	Be ● 111	Be ²⁺ ● 31	S ● 104	S ²⁻ ● 190	Cl ● 54	Cl ⁻ ● 181
K ● 231	K ⁺ ● 133	Be ● 111	Be ²⁺ ● 31	Se ● 117	Se ²⁻ ● 202	Br ● 114	Br ⁻ ● 187
Rb ● 244	Rb ⁺ ● 148	Sr ● 215	Sr ²⁺ ● 113	Te ● 135	Te ²⁻ ● 222	I ● 133	I ⁻ ● 212

Observa la variación de tamaños entre el radio atómico y el radio iónico.

Radio del catión < radio del átomo < radio del anión

Practiquemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. La densidad es una propiedad periódica.	
II. La electronegatividad mide la tendencia a perder electrones.	

2. Completar:

La propiedad periódica llamada _____ es la energía cuando ocurre una pérdida de un electrón.

3. Relacionar:

- I. Más electronegativo A. Litio
II. Mayor radio atómico B. Cesio
 C. Francio

Rpta: _____

4. ¿Cómo varían los valores de electronegatividad en la Tabla Periódica, en un periodo?

Rpta: _____

5. ¿Qué propiedad periódica aumenta en un grupo de arriba hacia abajo?

Rpta: _____

6. Compara la primera energía de ionización con la segunda energía de ionización.

Rpta: _____

7. A continuación se muestran a tres elementos químicos con sus respectivos números atómicos.

¿Qué relación existe entre los valores de afinidad electrónica?

I. A ($Z = 28$) II. B ($Z = 34$) III. C ($Z = 16$)

Rpta: _____

8. ¿Qué efecto explica que al aumentar el número atómico en un periodo, el radio atómico disminuya?

Rpta: _____

9. Compara los tamaños atómicos de las siguientes especies:

I. Sulfuro S^{2-} ($Z = 16$)

II. Calcio Ca^{2+} ($Z = 20$)

III. Argón ($Z = 18$)

Rpta: _____

10. Compara los valores de electronegatividad de los elementos utilizando el número atómico

I. $Z = 34$ II. $Z = 19$ III. $Z = 16$

Rpta: _____

10. Indicar con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

I. El radio atómico del azufre ($Z = 16$) es mayor que el cloro ($Z = 17$).

II. El radio iónico del ión sulfúrico (S^{2-}) es mayor que el ión cloruro (Cl^{1-}).

III. Los iones sulfuro y cloruro son isoelectrónicos y paramagnéticos.

a) VVV B) VVF C) VFF
d) FVF E) FFF

11. Completar el siguiente párrafo:

El elemento recientemente descubierto con $Z = 114$ debe clasificarse en _____ de la Tabla Periódica.

a) El grupo IVA
b) El sexto periodo
c) La serie de los actínidos
d) La serie de los lantánidos
e) La familia de los alcalinos

12. Respecto a las propiedades de los elementos A y B, cuyas configuraciones electrónicas se indican, señale la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones según corresponda:

A: $[Ne] 3s^2 3p^5$ B: $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^4$

I. El elemento de mayor radio atómico es B.

II. La electronegatividad del elemento A es mayor que la del elemento B.

III. A y B son no metales.

a) VVF b) VFV c) VVV
d) FVV e) FFV

13. Indique si las siguientes proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. El número cuántico principal (n) indica el tamaño, la forma y el contenido energético de la nube electrónica.

II. Si $n = 4$, el nivel energético contiene cuatro subniveles y un máximo de 32 electrones.

III. El número de orbitales en el subnivel 4d es igual a 5.

a) VVV b) VVF c) VFV
d) FVV e) FFV

14. Si las propiedades de los elementos A, B y D son:

Elemento	Propiedades
A	Estado de oxidación: +1 Bajo potencial de ionización
B	Estado de oxidación: -2 Alta electronegatividad
D	Con el elemento A forma un único compuesto de fórmula AD

Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. El elemento A es un metal alcalino.

II. El elemento B es un metal alcalino térreo.

III. El elemento D es un halógeno.

a) VVV b) VVF c) VFV
d) FVV e) FFV

15. ¿Cuál de los siguientes elementos pertenece al grupo IIB y al periodo 4?

a) $^{20}_{20}Ca$ b) $^{29}_{29}Cu$ c) $^{30}_{30}Zn$
d) $^{37}_{37}Rb$ e) $^{23}_{23}V$

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. La electronegatividad es una propiedad periódica.	
II. La electropositividad mide la tendencia a perder electrones.	

2. Completar:

La propiedad periódica llamada _____ es la energía cuando ocurre una ganancia de electrones.

3. Relacionar:

- I. Menos electronegativo A. Helio
 II. Menor radio atómico B. Cesio
 C. Francio

Rpta: _____

4. ¿Cómo varía los valores de electronegatividad en la Tabla Periódica, en un grupo?

Rpta: _____

5. ¿Qué propiedad periódica aumenta en un grupo de abajo hacia arriba?

Rpta: _____

6. Compara la segunda energía de ionización con la tercera energía de ionización.

Rpta: _____

7. A continuación se muestran a tres elementos químicos con sus respectivos números atómicos. ¿Qué relación existe entre los valores de afinidad electrónica?

- I. A (Z = 35) II. B (Z = 31)
 III. C (Z = 17)

Rpta: _____

8. ¿Qué efecto explica que al aumentar el número atómico en un grupo, el radio atómico disminuye?

Rpta: _____

9. Compara los tamaños atómicos de las siguientes especies:

- I. Cloruro Cl^{1-} (Z = 17)
 II. Potasio K^{1+} (Z = 19)
 III. Argón Ar (Z = 18)

Rpta: _____

10. Compara los valores de electronegatividad de los elementos utilizando el número atómico

- I. Z = 35 II. Z = 17 III. Z = 9

Rpta: _____

11. Dado los elementos oxígeno (Z = 8), azufre (Z = 16) y flúor (Z = 9); ordénalos de menor a mayor radio atómico.

- a) $\text{S} < \text{O} < \text{F}$ b) $\text{O} < \text{F} < \text{S}$
 c) $\text{S} < \text{F} < \text{O}$ d) $\text{O} < \text{S} < \text{F}$
 e) $\text{F} < \text{O} < \text{S}$

12. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- I. Para elementos de un mismo periodo al aumentar el número de protones, tienden a aumentar su radio.
 II. Al aumentar el número atómico de los metales alcalinos, disminuye su electronegatividad.
 III. En los elementos del cuarto periodo al aumentar el número atómico, tienden a ser menos metálicos.

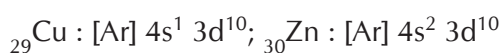
- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) II y III e) I, II, III

12. ¿Cuáles de las siguientes proposiciones son correctas?

- Para elementos de un mismo periodo al aumentar el número de protones, tienden a aumentar su radio.
- Al aumentar el número atómico de los metales alcalinos, disminuye su electronegatividad.
- En los elementos del cuarto periodo al aumentar el número atómico, tienden a ser menos metálicos.

- a) Sólo I b) Sólo II c) Sólo III
d) II y III e) I, II y III

13. Dada la configuración electrónica, al estado fundamental, de los siguientes elementos:



Indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) respectivamente:

- El cobre es paramagnético mientras que el zinc es diamagnético.
- Ambos elementos poseen orbitales con electrones desapareados.
- El Cu^{1+} y el Zn^{2+} son especies isoelectrónicas.

- a) VVV b) VVF c) VFV
d) FVV e) FFV

14. Respecto a cierto átomo que tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ ¿Cuál es la proposición incorrecta?

- Es un elemento representativo.
- Se ubica en el periodo 2 y grupo VIA de la Tabla Periódica.
- Posee dos electrones desapareados.
- Tiene seis electrones en la última capa.
- Es un metal pesado.

15. Respecto a los elementos que se presentan en la siguiente tabla:

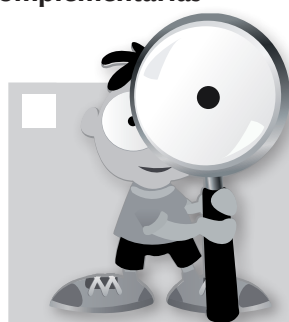
Elemento	As	Br	Ca
Z	33	35	20

Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- El elemento de mayor radio atómico es el Ca.
- El arsénico tiene mayor electronegatividad que el bromo.
- Respecto al orden creciente de energía de ionización, se tiene: $\text{Ca} < \text{As} < \text{Br}$.

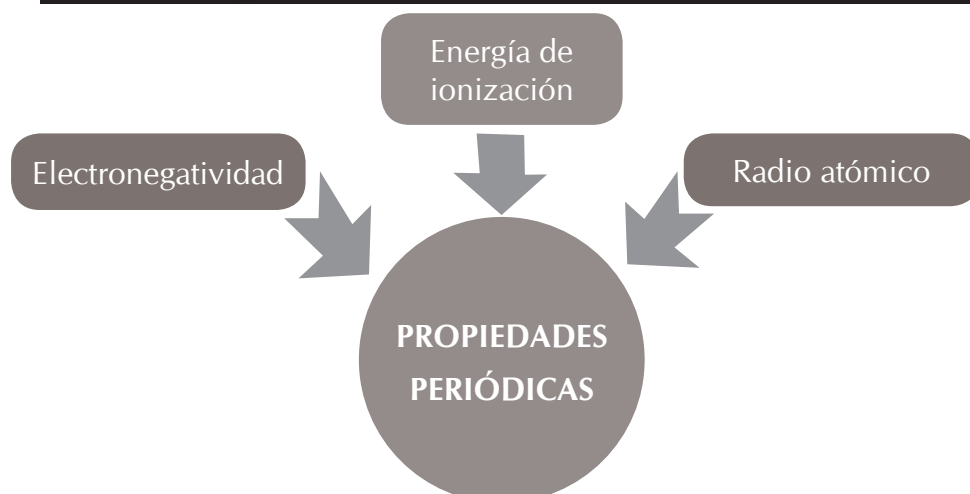
- a) VFV b) VVF c) VVV
d) FVV e) FFF

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

Dibuje un cuadro con 20 elementos químicos, colocando símbolo químico, número atómico, estado y su uso.



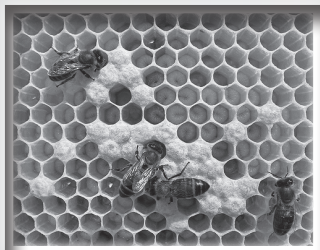
UNIDAD III

Enlace químico

El comportamiento social de las abejas se regula hormonalmente

Una feromona retrasa la maduración de las recolectoras para optimizar el funcionamiento de la colonia.

Un equipo internacional de investigadores ha descubierto que una feromona que sólo tienen las abejas maduras es capaz de retrasar hasta dos semanas la maduración completa de las abejas más jóvenes, en función de los cambios del entorno. De esta forma, si hay suficientes abejas recolectoras en una colmena, el desarrollo de las abejas más jóvenes se retrasa por la acción de esta hormona de inhibición. El descubrimiento demuestra que la organización social propicia que las abejas respondan a los cambios del conjunto de la colonia y que las hormonas son las que regulan el comportamiento social de las abejas.



Un equipo de investigadores del Institut National de la Recherche Agronomique (INRA) de Francia, en colaboración con investigadores americanos y canadienses, ha descubierto cómo las abejas recolectoras pueden influir hormonalmente en las abejas más jóvenes, hasta el punto de retrasar el momento de madurez que implica el comienzo de la recolección de néctar en este tipo de insectos.

Mediante este trabajo, los científicos han conseguido determinar la primera feromona de abeja recolectora que regula la maduración del comportamiento de las jóvenes abejas. Los resultados han sido publicados en *Proceedings of the National Academy of Science*. El INRA ha elaborado asimismo un comunicado sobre el descubrimiento.

Las feromonas son sustancias químicas producidas por los animales, susceptibles de modificar el comportamiento o la fisiología de sus congéneres. Desde esta perspectiva, las feromonas se dividen en dos categorías: incitadoras o modificadoras. Las feromonas incitadoras influyen en el comportamiento con un efecto inmediato. Son las más conocidas, ya que más de cien ya han sido identificadas por los científicos. En este caso, por ejemplo, las feromonas sexuales intervienen en los procesos de apareamiento de numerosos insectos.

Feromonas modificadoras

Las feromonas modificadoras intervienen en la fisiología del animal, por lo que tienen un efecto menos inmediato y visible. La función principal de estas feromonas es la de coordinar el desarrollo fisiológico y de comportamiento de un grupo de individuos. Los efectos de su acción tienen lugar en un plazo de tiempo más largo, por lo que resultan difíciles de determinar.

De este tipo de feromonas hay identificadas en la actualidad sólo cuatro, dos de las cuales se han estudiado en abejas: la feromona de la reina, situada en las glándulas de sus mandíbulas (QMP o Queen Mandibular Pheromone), y la feromona larvaria, que induce a las abejas obreras a cuidar los huevos de la abeja reina (BP o Brood Pheromone).

Se ha demostrado que estas dos feromonas juegan un papel en la regulación del trabajo de las obreras. En el caso de las abejas, la división de tareas dentro de las colonias (obreras, nodrizas, recolectoras, reina...) es bien conocida. Pero el modo de funcionamiento de este reparto de tareas no lo es tanto. Además, el reparto del trabajo de las abejas no es rígido y se adapta a los cambios en el entorno social.

Feromona que determina la maduración

El trabajo realizado por este equipo francés encabezado por Yves Le Conte fue iniciado en 1998 y ha permitido descifrar una parte del funcionamiento de la regulación social del trabajo de las abejas, que hasta ahora no había sido objeto de observaciones ni de teorías.

El equipo y sus colaboradores han identificado una nueva feromona modificadora denominada EO (de Ethyl Oléate o etilo de ácido oleico), producida por las abejas de más edad del panal. Los investigadores han demostrado que esta feromona juega un papel fundamental en la maduración de los comportamientos de las abejas jóvenes: la EO es un inhibidor químico que retrasa el momento en que las abejas comienzan su etapa recolectora, momento que está vinculado a su maduración.

El proceso de libación de las abejas más jóvenes es una de las claves del mecanismo de auto-organización del panal y responde a las necesidades de la colonia. Este descubrimiento demuestra que la organización social propicia que las abejas respondan a los cambios correspondientes al conjunto de la colonia.

Así, si la estructura temporal de la colonia cambia, el comportamiento de las abejas más jóvenes se verá modificado para responder a este cambio. Por ejemplo, si hay suficientes abejas recolectoras en la colmena, el desarrollo de las abejas más jóvenes se retrasará por la acción de esta hormona de inhibición. Si, por el contrario, en las colonias hay pocas abejas que liben el néctar, las abejas más jóvenes comenzarán a libar casi dos semanas antes que en condiciones habituales.

De boca en boca

La feromona EO se transmite por medio de la trofalaxia o transferencia del alimento de boca en boca. Mediante la trofalaxia, el néctar puede transferirse directamente a un gran número de miembros, por lo que incluso se ha postulado que la presencia de estos contactos es un indicador del grado de sociabilidad de estos insectos.

Durante la recolección del néctar, la trofalaxia funciona como un nexo entre la obtención de alimento en el exterior, y su posterior procesamiento en la colmena, para lo que se requiere una enorme coordinación entre las abejas de la comunidad.

Este descubrimiento se encuentra en la base de la comprensión de los mecanismos que generan la regulación social de las colonias de abejas. Los investigadores han demostrado la capacidad de las abejas recolectoras para sintetizar esta hormona. En la actualidad, el reto está en localizar la glándula que la segrega.

El conocimiento de las hormonas implicadas en la regulación social de las abejas serviría para optimizar las producciones de miel. Asimismo, constituye una nueva contribución a la sociobiología, disciplina que estudia las bases biológicas del comportamiento social de animales gregarios integrando conocimientos de neurobiología, etología (el estudio de los patrones de comportamiento de los organismos en la naturaleza), ecología (el estudio de las relaciones que se dan entre los organismos y su entorno) y la genética.

APRENDIZAJES ESPERADOS

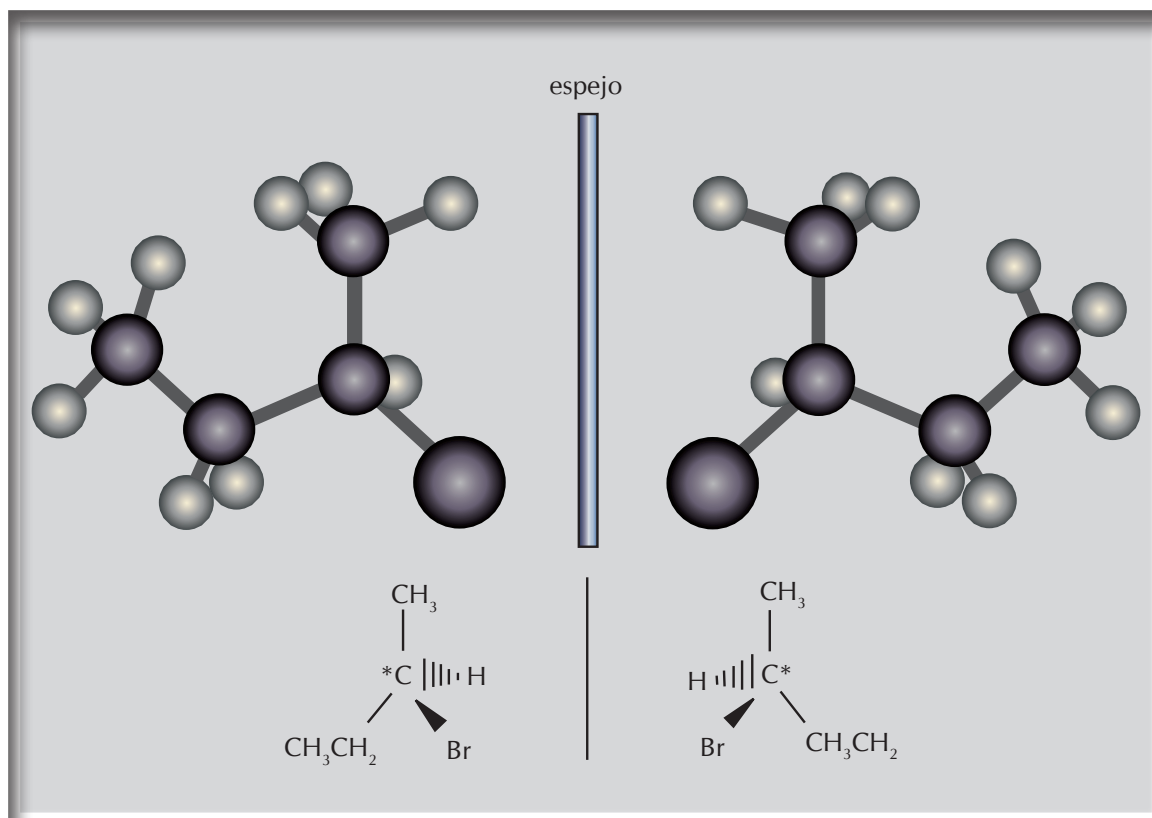
Comprensión de la información

- Establecer la unión entre átomos o iones.
- Utilizar los conceptos básicos para determinar si el elemento es metal o no metal.
- Reconocer los tipos de enlace interatómico.
- Ubicar los electrones de valencia en los elementos.

Indagación y experimentación

- Utilizar un compuesto iónico, para determinar su conductibilidad.
- Utilizar la tabla periódica para describir la naturaleza del elemento.
- Comparar las propiedades de los diferentes tipos de enlace.
- Identificar a los enlaces químicos en las sustancias.

NOTACIÓN LEWIS



Los átomos de los elementos se unen para formar nuevas estructuras sin alterar a los núcleos atómicos.

Leemos:

El enlace metálico ocurre entre dos átomos de metales. En este enlace todos los átomos envueltos pierden electrones de sus capas más externas, que se trasladan más o menos libremente entre ellos, formando una nube electrónica (también conocida como mar de electrones).

Un metal típico es buen conductor de calor y de electricidad, es maleable, dúctil, de apariencia lustrosa, generalmente sólido, con alto punto de fusión y baja volatilidad.

Las propiedades físicas de los metales, principalmente la conducción de electricidad, pueden ser explicadas por el enlace metálico. El enlace metálico es un enlace covalente que tiene características propias.

Para entender bien un enlace covalente, precisamos pensar primero en orbital atómico y luego en orbital molecular.

Un orbital atómico es fácil de comprender: es aquella región del espacio donde existe la chance de encontrar un electrón en torno del núcleo de un átomo. Como los núcleos de los átomos de diferentes elementos son necesariamente diferentes, las energías de los orbitales atómicos van a variar de elemento para elemento.

En tanto, cuando dos elementos tienen la condición propicia para formar un enlace covalente, las energías de sus orbitales de valencia serán razonablemente parecidas, y esos orbitales van a entrelazarse formando una nueva región entre los núcleos de los átomos donde la energía será menor aún, que aquellas de los orbitales de valencia de los átomos separados.

Esa región de baja energía, será el orbital molecular enlazante. Es en el que el par de electrones responsables por el enlace covalente va a residir, uniendo los dos elementos en una nueva molécula.

En tanto la naturaleza del mundo pequeño, aquel de la dimensión de protones, neutrones y electrones, es un poco más complicada. Por razones que la Mecánica Cuántica explica, toda vez que una región de baja energía

creada por el entrelazado de dos orbitales atómicos de valencia de dos átomos diferentes, también es creada una región de energía muy alta, donde los electrones del enlace no pueden existir, y esa región es entonces conocida como orbital molecular antienlazante.

Parece complicado, pero es razonable: dos orbitales atómicos se mezclan formando dos orbitales moleculares, uno enlazante (baja energía, puede contener un par de electrones y es el par responsable por la unión de los átomos de un enlace covalente) y otro antienlazante (alta energía, que no puede contener los electrones del enlace).

Para tener una idea de cómo quedan las cosas, podemos utilizar dos orbitales atómicos y sus electrones $1s^1$ de dos átomos de hidrógeno aproximándose. Cuando ellos se mezclan, el enlace covalente va a resultar en dos orbitales moleculares, uno de baja energía y uno de alta; el par de electrones residirá en el de baja, y será responsable por mantener los dos átomos de hidrógeno enlazados, formando la molécula de hidrógeno. Podemos describir esta situación de una forma gráfica de la siguiente manera: Imagine un metal, la estructura del metal es fácil de ser visualizada, basta pensar en una pila de naranjas, aquellas anaranjadas en un escaparate de un supermercado: esferas sobre esferas, en una pila densa, así es átomos del elemento densamente empaquetados. Por simplicidad vamos a imaginar que ese metal sea el sodio. De ese modo, cada átomo de sodio puede traer su electrón de valencia $3s^1$ para formar enlaces covalentes con los otros átomos de sodio en el metal. En tanto el número de átomos de sodio es absurdamente grande, mismo en un pedazo bien pequeño de metal, podemos pensar en millares, millones de pequeñas esferas empaquetadas unas a las otras. Por tanto, para formar un enlace químico, vamos a contar con millares, millones de orbitales $3s$, uno de cada átomo de sodio.

Podemos imaginar que en esta situación iremos a producir un número muy grande de orbitales moleculares. Si decimos que tenemos " n " átomos (siendo n un número elevadísimo) entonces tendremos n orbitales moleculares enlazantes, y su contrapartida, los n orbitales moleculares antienlazantes.

Este caso especial reside la particularidad del enlace metálico: como el número de orbitales es elevadísimo, entonces las diferencias de energía entre ellos irá a crecer monotónicamente, como en una suave escala musical. Cuando de repente, no estamos más en el campo de los orbitales moleculares enlazantes: pasamos casi sin percibir, para el campo de energías donde residen los orbitales moleculares no enlazantes.

En un metal, los electrones de enlace irán a ocupar ese mar de orbitales, dos electrones por orbital. Los electrones más energéticos, aquellos en los orbitales enlazantes de más alta energía, estarán muy próximos (en energía) de las regiones de los orbitales antienlazantes.

Se hace muy fácil entonces, excitar un electrón residente en la frontera enlazante (antienlazante para que él – en un estado excitado –, ocupando un orbital antienlazante) atraviese todo el volumen del sodio, eventualmente entrando nuevamente en la capa de los orbitales enlazantes. De hecho, esto ocurre espontáneamente en un metal, lo que hace con que el límite superior de los orbitales moleculares ligantes de mas alta energía siempre esten medio llenos o medio vacíos, es esa franja, responsable por la conducción de electrones de un lugar a otro y llamada franja de conducción.

Fuente: <http://quimica.laguia2000.com/conceptos-basicos/enlace-metalico>

Notación Lewis: consiste en colocar alrededor del símbolo químico los electrones de valencia mediante puntos o aspas.

Se llaman electrones de valencia a aquellos que se ubican en el nivel de valencia, es decir, el nivel que participa del enlace químico.

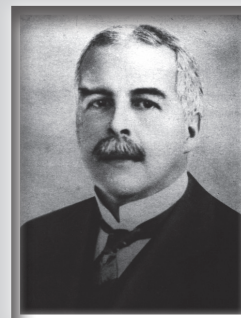
Para los elementos representativos el número de electrones de valencia coincide con el grupo al que pertenece, excepto el helio que tiene dos electrones de valencia y se ubica en el grupo VIIIA.

En la configuración electrónica del fósforo ($Z = 15$) se puede observar cinco electrones de valencia que se pueden representar mediante punto o aspas. $P : 1s^2, 2s^2, 2p^2, 3s^2, 3p^3$.

1	2	13	14	15	16	17	18
H•							He••
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•

Sabías que:

- Lewis, químico estadounidense, célebre por su teoría de la interpretación del enlace covalente. Estudió en las universidades de Nebraska, Harvard, Leipzig y Gotinga. Enseñó química en Harvard desde 1899 hasta 1900 y desde 1901 hasta 1906, y en el Instituto de Tecnología de Massachusetts desde 1907 a 1912. A partir de ese año y hasta su muerte fue profesor de Química - Física en la Universidad de California en Berkeley, y también fue decano de la Escuela de Química.
- Lewis hizo importantes aportaciones en el campo de la física teórica, sobre todo al estudio de la termodinámica química. Desarrolló una teoría sobre la atracción y valencia químicas con el químico estadounidense Irving Langmuir, basándose en la estructura atómica de las sustancias, conocida como teoría Langmuir - Lewis. También se le conoce por su trabajo sobre la teoría de las disoluciones y la aplicación de los principios de la termodinámica a los problemas químicos.



Lewis, Gilbert Newton
(1875 - 1946)

http://1.bp.blogspot.com/-2Gzec_ShDfg/TbHfnEehI/AAAAAAAAAs/10eMXy20LGk/1s1600/lewis.jpg

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los electrones de valencia se encuentra en el nivel más interno.	
II. Los gases nobles carecen de electrones de valencia.	

2. Completa:

A los electrones que se ubican en el nivel más externo se les llama _____ los cuales participan del _____ químico.

3. Relaciona:

- | | |
|---------------|---------------------------------|
| I. Magnesio | A. Dos electrones de valencia |
| II. Nitrógeno | B. Tres electrones de valencia |
| | C. Cinco electrones de valencia |

4. Indica los símbolos de los siguientes elementos químicos:

- I. Arsénico _____
II. Estaño _____

5. Señale los nombres de los siguientes elementos cuyos símbolos se indican:

- I. Sb _____
II. At _____

6. Indica el número de electrones de valencia de un elemento cuyo número atómico es 51:

Rpta: _____

7. Realiza la notación Lewis de un elemento E cuyo número atómico es 34.

Rpta: _____

8. Un elemento químico posee la notación Lewis . ¿Cuál es su grupo?

9. ¿A qué grupo de la Tabla Periódica pertenece un elemento cuya notación Lewis  ?

10. La carga eléctrica de los electrones de valencia, de un elemento representativo del cuarto periodo de la Tabla Periódica Moderna es $-1,28 \cdot 10^{-18} \text{ C}$ ¿Cuál es su número atómico?
11. ¿Cuántos elementos representativos poseen ocho electrones de valencia?
a) 7 b) 6 c) 5
d) 4 e) 3
12. ¿Qué elemento químico posee seis electrones de valencia?
a) Argón b) Carbono c) Azufre
d) Fósforo e) Aluminio
13. ¿Qué notación Lewis es correcta?
I. Na: II. :Sb: III. Mg:
a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I y II e) II y III
14. Un elemento químico del tercer periodo posee cinco electrones de valencia. ¿Cuál es su número atómico?
a) 5 b) 7 c) 10
d) 15 e) 17
15. Si la carga de los electrones de valencia de un elemento es $-4,8 \cdot 10^{-19} \text{ C}$, ¿a qué grupo de la Tabla Periódica pertenece?
a) I A b) IIA c) IIIA
d) IVA e) VA

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los electrones de valencia se encuentra en el nivel más externo.	
II. Todos los gases nobles poseen ocho electrones de valencia.	

2. Completa:

Los electrones de _____ los cuales participan del enlace químico y se ubican en el nivel más _____.

3. Relaciona:

- | | |
|--------------|---------------------------------|
| I. Calcio | A. Dos electrones de valencia |
| II. Aluminio | B. Tres electrones de valencia |
| | C. Cinco electrones de valencia |

Rpta: _____

4. Indica los símbolos de los siguientes elementos químicos:

- I. Antimonio _____
II. Plomo _____

5. Señale los nombres de los siguientes elementos cuyos símbolos se indican:

- I. Sr _____
II. Na _____

6. Indica el número de electrones de valencia de un elemento cuyo número atómico es 53:

Rpta: _____

7. Realiza la notación Lewis de un elemento E cuyo número atómico es 35.

Rpta: _____

8. Un elemento químico posee la notación Lewis B. ¿Cuál es su grupo?

Rpta: _____

9. ¿Un elemento posee la notación Lewis:  y se ubica en el sexto periodo. ¿Cuál es su número atómico?

Rpta: _____

10. La carga eléctrica de los electrones de valencia, de un elemento representativo del cuarto periodo de la Tabla Periódica Moderna es $-4,8 \cdot 10^{-19}$ C. ¿Cuál es su número atómico?

Rpta: _____

11. ¿Cuántos elementos representativos poseen cinco electrones de valencia?

- a) 7 b) 6 c) 5
d) 4 e) 3

12. ¿Qué elemento químico posee cuatro electrones de valencia?

- a) Argón b) Carbono c) Azufre
d) Fósforo e) Aluminio

13. ¿Qué notación Lewis es correcta?

- I.  II.  III. 
a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I y II e) II y III

14. Un elemento químico del tercer periodo posee tres electrones de valencia. ¿Cuál es su número atómico?

- a) 5 b) 13 c) 10
d) 15 e) 17

15. Si la carga de los electrones de valencia de un elemento es $-6,4 \cdot 10^{-19}$ C. ¿A qué grupo de la Tabla Periódica pertenece?

- a) I A b) IIA c) IIIA
d) IVA e) VA

Actividades complementarias

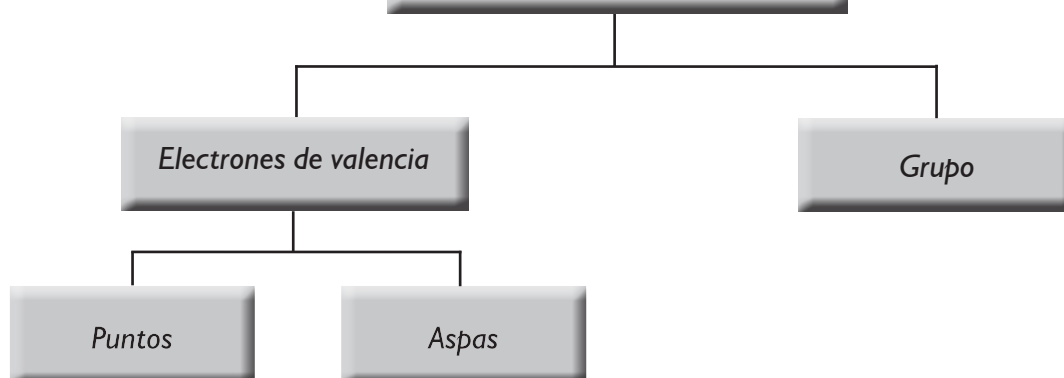


Investiga un poco más:

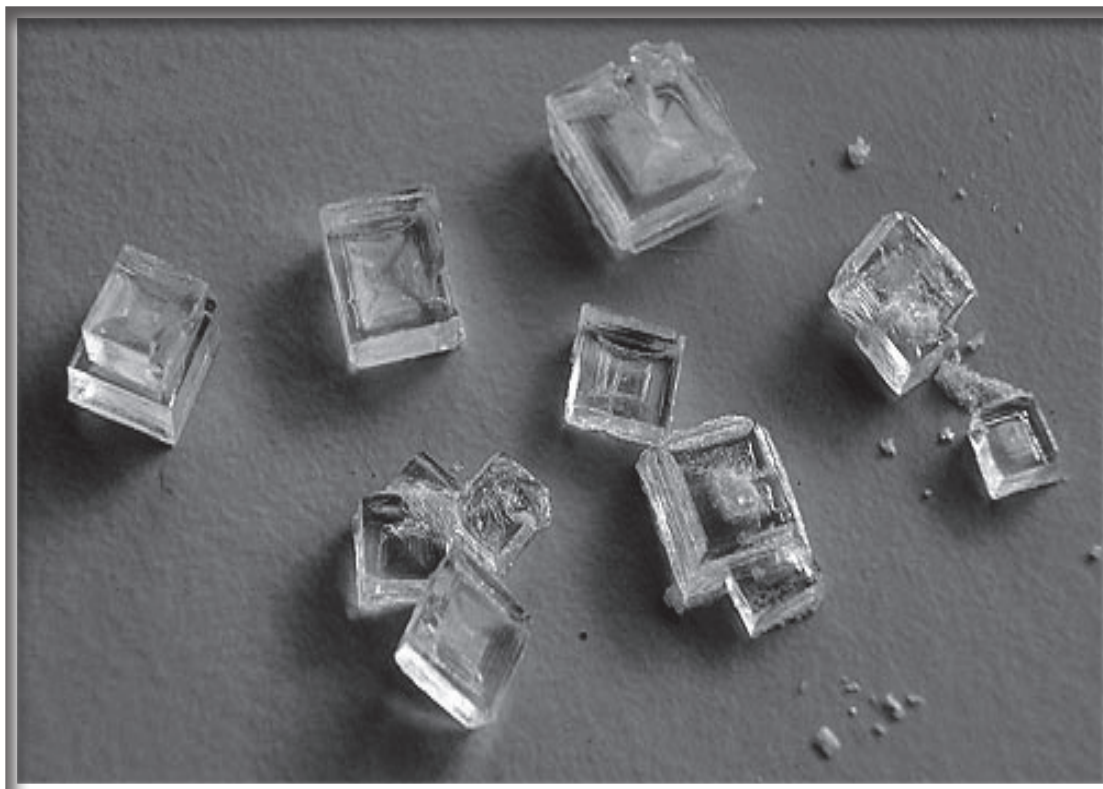
- Usando la Tabla Periódica Moderna indicar el grupo, el número de electrones de valencia y la notación Lewis:

Elemento	Grupo	Número de electrones de valencia	Notación Lewis
Arsénico			
Plomo			
Galio			
Astato			

NOTACIÓN DE LEWIS



ENLACE IÓNICO



<http://www.milan2.es/lawebdemilan5/FotosLab/CristalesDeSal.jpg>

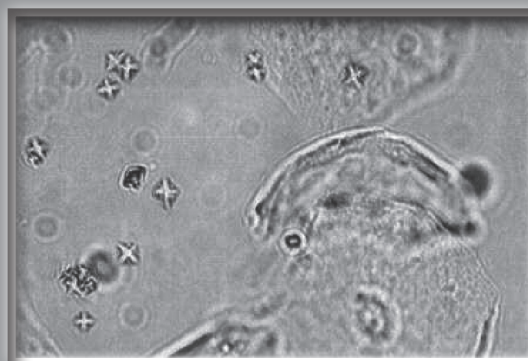
La sal es un compuesto iónico que en su estructura interna presenta cationes de sodio y aniones de cloro.

Leemos:

Cristales de oxalato de calcio

Estos son incoloros, de forma octaédrica o de sobre, parecen cuadrados pequeños cruzados por líneas diagonales que se interceptan. Raras veces se presentan como esferas ovales o discos bicóncavas, que tienen forma de pesas de gimnasia cuando se los ve en incidencia lateral. Estos pueden variar en tamaño, de modo que a veces son sólo escasamente discernibles bajo magnificación de alto poder.

Estos cristales se encuentran con frecuencia en orinas ácidas y neutras, y en ocasiones también en orinas alcalinas. Son solubles en ácido clorhídrico pero insolubles en ácido acético.



Cristales de oxalato de calcio

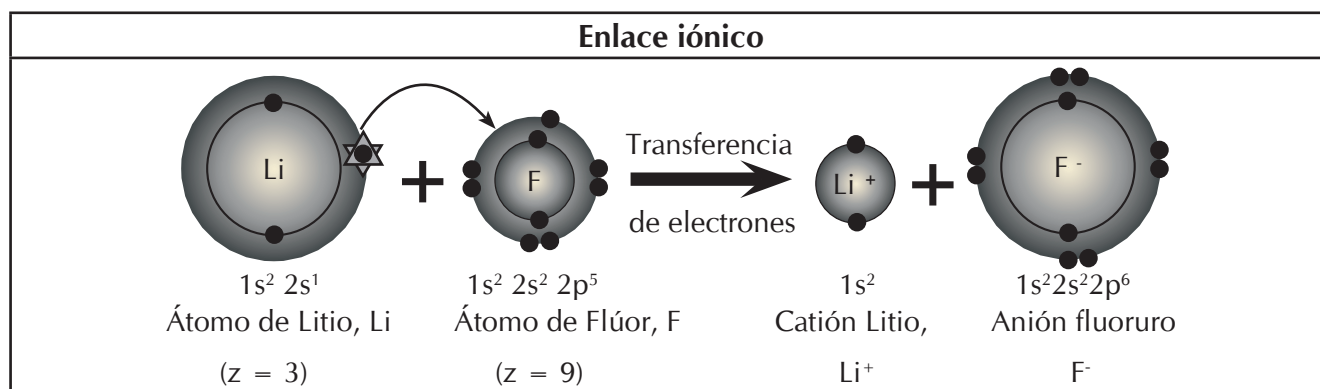
Los cristales de oxalato de calcio pueden existir normalmente en la orina, en especial después de ingerir diferentes alimentos ricos en oxalato, como tomate, ruibarbo, ajo, naranjas y espárragos.

Cantidades elevadas de oxalato de calcio, en especial si están presentes en orina recién emitida, sugieren la posibilidad de cálculos de oxalato. Los demás estados patológicos en los que puede existir oxalato de calcio en la orina en cantidad aumentada son la intoxicación con etilenglicol, la diabetes mellitus, la enfermedad hepática y la enfermedad renal crónica grave.

Fuente: <http://perso.wanadoo.es/sergioram1/sedimento2.htm>

Enlace iónico: es una atracción electrostática entre dos iones de cargas opuestas. Estos iones se forman por una transferencia de electrones generalmente de un metal del grupo IA o IIA hacia un no metal del grupo VIA o VIIA .

El metal forma el catión y el no metal forma el anión



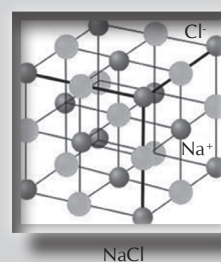
Características de los compuestos iónicos:

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza. Este hecho confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que destacan:

- Son sólidos a temperatura ambiente. Son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por tanto, son rígidos y se funden a temperaturas elevadas.
- En estado sólido, no conducen la corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos. Al introducir dos electrodos, uno positivo y otro negativo, en una disolución iónica se crea un flujo de electrones; al ser los iones repelidos por el ánodo y atraídos por el cátodo (y viceversa para los cationes). Este fenómeno se denomina conductividad iónica.
- Tienen altos puntos de fusión y de ebullición debido a la fuerte atracción entre los iones. Por ello, pueden usarse como material refractario.
- Son duros y quebradizos. La dureza, entendida como oposición a ser rayado, es considerable en los compuestos iónicos; al suponer el rayado la ruptura de enlaces por un procedimiento mecánico, este resulta difícil debido a la estabilidad de la estructura cristalina.
- Ofrecen mucha resistencia a la dilatación. Porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas.
- Son muy solubles en agua. Estas disoluciones son buenas conductoras de la electricidad (se denominan electrolitos).

Sabías que:

- Se llama **índice de coordinación** al número de iones de signo contrario que rodean a uno determinado en una red cristalina. En el caso del NaCl, el índice de coordinación es 6 para ambos.



<http://www.textoscientificos.com/imagenes/quimica/estructura-nacl.jpg>

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En la formación de un enlace se altera la identidad de los elementos.	
II. Cuando se forma un enlace químico se absorbe energía.	

2. Completa:

La diferencia de _____ determina el tipo de _____.

3. Relaciona:

- I. $\Delta EN = 1,2$ A. Enlace iónico
 II. $\Delta EN = 2,2$ B. Covalente puro
 C. Covalente polar

Rpta: _____

4. Determina la diferencia de electronegatividades en cada sustancia:

- I. HBr _____
 II. NF_3 _____

5. Menciona el tipo de enlace, que representan.

- I. H_2O _____
 II. Na_2O _____

6. Realiza la notación Lewis de cada sustancia:

- I. KF _____
 II. CaO _____

7. Un elemento químico A de número atómico 20 se une a otro elemento B de número atómico 33. ¿Cuál es el posible compuesto a formarse?

Rpta: _____

8. Clasifique los siguientes enlaces químicos:

- I. K_2O II. N_2O_4 III. O_3

Rpta: _____

9. De los mencionados, ¿cuáles poseen enlace iónico?

- I. KF II. NH_4Cl III. Na_2O_2

Rpta: _____

10. Realiza la notación de Lewis del Al_2O_3 .

Rpta: _____

11. Indica con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

- I. La electronegatividad de los elementos que forman a un compuesto determinan las propiedades del compuesto.
 II. A mayor diferencia de electronegatividades de los elementos que forman a un enlace, mayor es el carácter iónico del enlace.
 II. No existen enlace covalente puro solamente.

- a) VVV b) FVF c) FVV
 d) VFF e) VFV

12. Utilizando los valores de electronegatividad, relacione correctamente:

- I. KF : Iónico
 II. NCl_3 : Covalente polar
 III. BF_3 : Covalente apolar

- a) I y II b) II y III c) I y III
 d) Solo II e) I, II y III

13. ¿Qué compuesto posee enlace iónico?

- I. HBr II. KF III. $MgCl_2$

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) II y III

14. Es una propiedad de los compuestos iónicos:

- I. Son líquidos a temperatura ambiente.
- II. Son buenos conductores de la electricidad.
- III. Se disuelven en el agua.

- a) I y II b) II y III c) I y III
- d) Solo II e) Solo III

15. De los indicados. ¿Cuál posee el mayor carácter iónico?

- a) NaCl b) KCl c) LiCl
- d) HCl e) RbCl

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En la formación de un enlace no se altera la identidad de los elementos.	
II. Cuando se forma un enlace químico se libera energía.	

2. Completa:

A mayor diferencia de _____ mayor carácter _____ en el enlace.

3. Relaciona:

- I. $\Delta EN = 3,1$ A. Enlace iónico
- II. $\Delta EN = 0,8$ B. Covalente puro
- C. Covalente polar

Rpta: _____

4. Determina la diferencia de electronegatividades en cada sustancia:

- I. HCl _____
- II. NH_3 _____

5. Menciona el tipo de enlace:

- I. Li_2O _____
- II. SO _____

6. Realiza la notación Lewis de cada sustancia.

- I. NaF _____
- II. MgO _____

7. Un elemento químico A de número atómico 19 se une a otro elemento B de número atómico 35. ¿Cuál es el posible compuesto a formarse?

Rpta: _____

8. Clasifique los siguientes enlaces químicos:

- I. H_2O II. SO_3 III. P_4

Rpta: _____

9. De los mencionados, ¿cuáles poseen enlace iónico?

- I. NaF II. NH_4OH III. H_2O_2

Rpta: _____

10. Realice la notación Lewis del:

HCl (H = 1) (Cl = 17)

Rpta: _____

11. Indica con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

- I. La electronegatividad de los elementos mide la tendencia de un elemento a ganar electrones cuando forma un enlace químico.
- II. A mayor diferencia de electronegatividades de los elementos que forman a un enlace, mayor es el carácter covalente del enlace.
- III. En las sustancias simples diatómicas existen enlace covalente puro solamente.

- a) VVV b) FVF c) FVV
- d) VFF e) VFV

12. Utilizando los valores de electronegatividad, relacione correctamente:

- I. H_2O : Iónico
 II. PCl_3 : Covalente polar
 III. H_2 : Covalente apolar

- a) I y II b) II y III c) I y III
 d) Solo II e) I, II y III

13. ¿Qué compuesto posee enlace iónico?

- I. NaBr II. LiF III. SCl_2
 a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) II y III

14. Es una propiedad de los compuestos iónicos:

- I. Son sólidos a temperatura ambiente.
 II. No son conductores de la electricidad.
 III. No se disuelven en el agua.

- a) I y II b) II y III c) I y III
 d) Solo II e) Solo III

15. De los indicados. ¿Cuál posee el mayor carácter iónico?

- a) NaF b) KF c) LiF
 d) HF e) RbF

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

FORMACIÓN DE UN CRISTAL IÓNICO

Material necesario

- Vasos
- Cucharas de gran tamaño (sopera)
- Hilo
- Agua
- Sal de mesa
- Lápices
- Clips

Procedimiento:

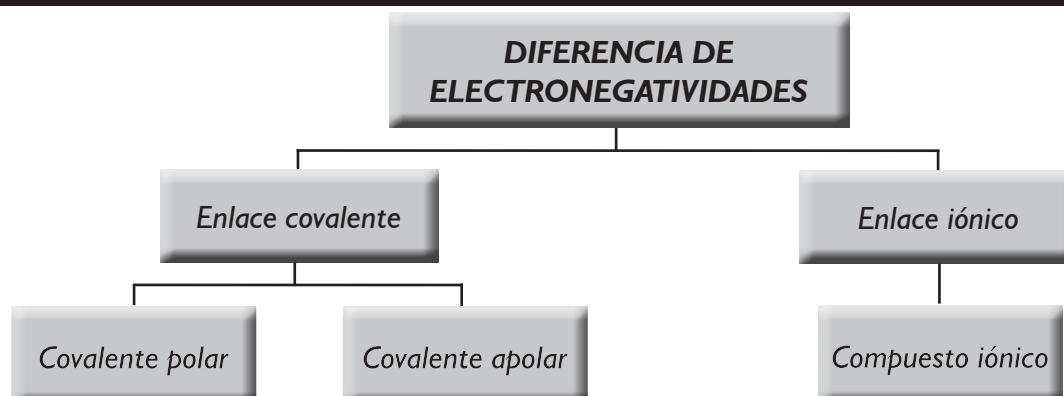
La formación de cristales de sal se puede llevar a cabo a través de un sencillo experimento:

1. Se llena un vaso con agua hasta aproximadamente la mitad de su volumen.
2. Se adiciona consecutivamente una cucharada de sal tras otra hasta que se observa que tras la agitación correspondiente no se disuelve más cantidad de sal y que parte queda depositada en el fondo del vaso (disolución saturada).
3. A continuación, se trasvasa la disolución a otro recipiente con cuidado de no arrastrar parte de la sal depositada.
4. Por otro lado, se ata un extremo de un hilo a un lápiz y el otro extremo del hilo a un clip metálico.

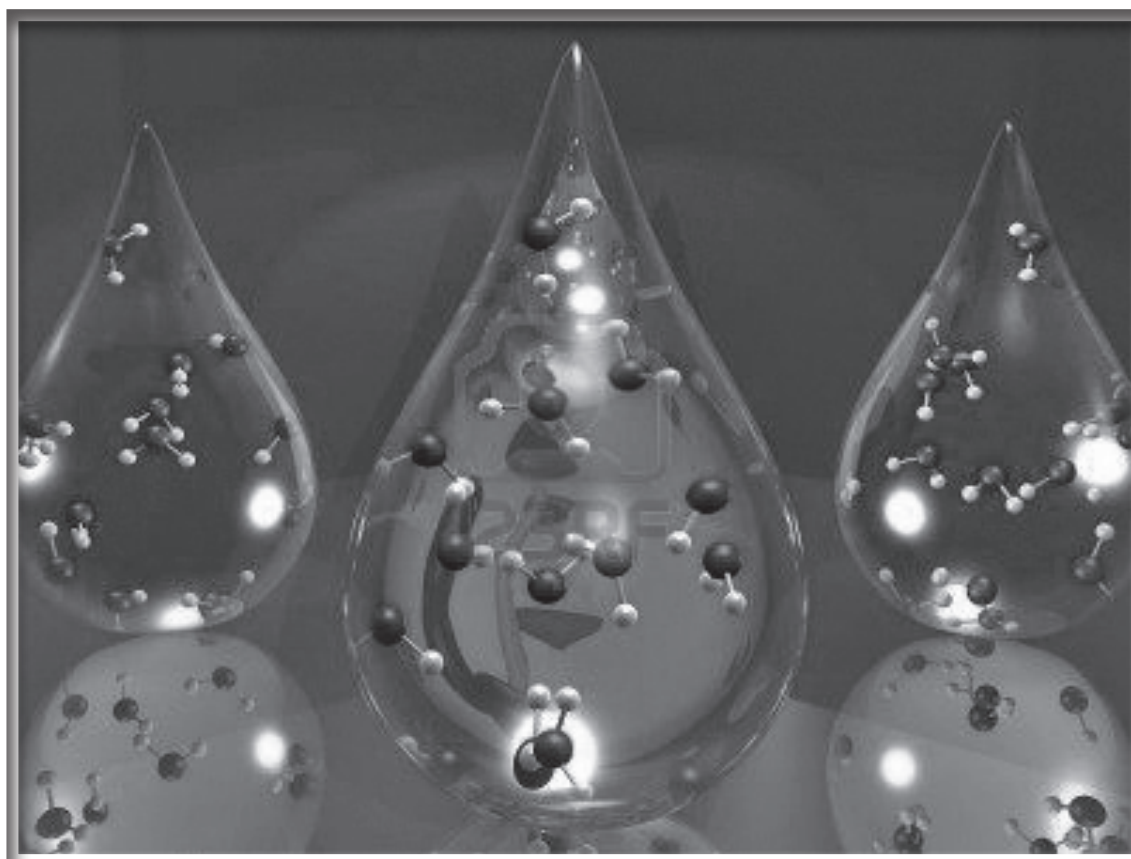
5. Se introduce el clip en el vaso con la disolución saturada de sal de manera que al apoyar el lápiz en el borde del vaso el clip quede colgando debajo del agua.

6. Por último, se deja el vaso en reposo.

Al cabo de una o dos semanas, se podrá observar que parte de la sal se ha depositado en el fondo del vaso; pero que otra parte se ha depositado sobre el clip y el hilo sumergido formando cristales de sal con la forma de un cubo perfecto. También se podrá observar que los cristales se forman sobre el hilo y fuera del agua. Lo que sucede porque el agua sube por el hilo debido a efectos capilares y arrastra algo de sal. La sal se deposita en el hilo y con el tiempo forma pequeños cristales que al amontonarse adquieren el aspecto de un coral.



ENLACE COVALENTE



<http://us.123rf.com/400wm/400/juggle33/juggle330903/juggle33090300015/4486621-dibujos-animados-en-3d-que-ilustran-una-gota-de-agua-dentro-de-las-molculas-con.jpg>

Las moléculas de agua, que forman las gotas de este elemento, presentan en su estructura enlace covalente.

Leemos:

Diamante

En mineralogía, el diamante (del griego antiguo $\alpha\delta\alpha\mu\alpha\varsigma$ (adámas), que significa «invencible» o «inalterable») es un alótropo del carbono donde los átomos de carbono están dispuestos en una variante de la estructura cristalina cúbica centrada en la cara denominada «red de diamante». El diamante es la segunda forma más estable de carbono, después del grafito; sin embargo, la tasa de conversión de diamante a grafito es despreciable a condiciones ambientales. El diamante tiene renombre específicamente como un material con características físicas superlativas, muchas de las cuales derivan del fuerte enlace covalente entre sus átomos. En particular, el diamante tiene la más alta dureza y conductividad térmica de todos los materiales.

Fuente: <http://es.wikipedia.org/wiki/Diamante>



http://2.bp.blogspot.com/_UAP5yUjphqk/Sw0zjplwJUI/AAAAAAAAAAw/SZTb4r8-GmU/s1600/519655_OT10_diamante.jpg

El enlace covalente se produce por una compartición parcial o total de electrones en forma equitativa o desigual generalmente entre dos no metales.

El enlace covalente puede ser:

Covalente puro o apolar $A::A$

Covalente polar $A::B$

Covalente simple $A \times B$

Covalente doble $A::B$

Covalente triple $A:::B$

$A - B$

$A = B$

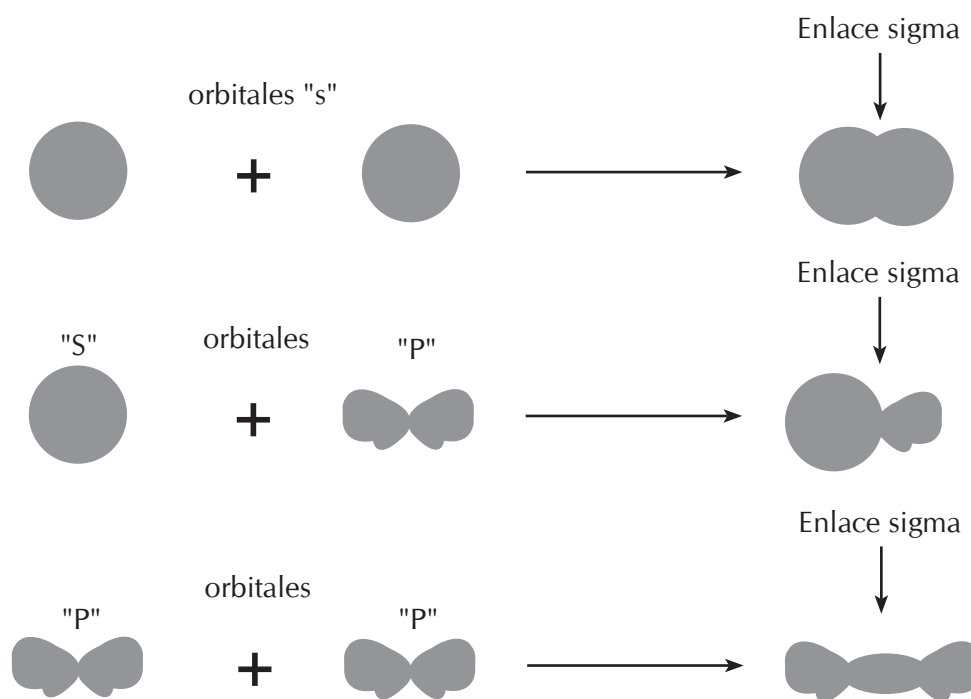
$A \equiv B$

Un sigma

Un sigma y 1 pi

Un sigma y 2 pi

El enlace sigma es uno de los enlaces más fuertes, con mayor estabilidad. La densidad electrónica se dispone de manera simétrica entre los núcleos de los átomos.



El enlace tipo pi se produce entre dos orbitales del tipo p, los cuales se ubican de forma paralela.

El solapamiento entre dos orbitales se puede producir de dos formas distintas:

- Por solapamiento frontal. Es decir, sobre la línea de unión imaginaria que une los núcleos. Se dice que se produce un enlace de tipo sigma.
- Por solapamiento lateral. En este caso, hay dos zonas de solapamiento, una a cada lado de la línea de unión de los núcleos atómicos. Cuando esto ocurre, se dice que el enlace es de tipo pi.

Enlace sigma	Enlace pi

El enlace de tipo pi se da cuando se tiene enlaces múltiples. El enlace sigma estabiliza más la molécula y se produce preferentemente al enlace pi.

Las estructuras de Lewis pueden dibujarse para todos los elementos y componentes representativos de una molécula unidos mediante enlaces covalentes. Un enlace covalente se produce cuando dos átomos comparten electrones. Si los dos átomos del enlace son iguales o tienen electronegatividad similar, los electrones son compartidos por igual entre los dos átomos y el enlace es considerado no polar. Si los dos átomos tienen electronegatividad significativamente diferente, los electrones no son compartidos por igual entre los dos átomos y el enlace es considerado como polar. En un enlace polar, el elemento más electronegativo adquiere una carga parcial negativa, y el elemento menos electronegativo adquiere una carga parcial positiva. Las cargas parciales se denotan comúnmente con la letra griega " δ ".

La electronegatividad es la medida de la capacidad de un átomo para atraer electrones. En la Tabla Periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período. En un grupo aumenta de abajo a arriba. La mayor electronegatividad corresponde al F (3,9) y la menor al Fr (0,7).

Método para dibujar las estructuras de Lewis

1. Contar el número de electrones que tiene cada átomo en su capa exterior y obtener el número total de electrones que tiene la molécula en su capa exterior.

El hidrógeno tiene 1 electrón en su capa exterior, el carbono 4, el nitrógeno y el fósforo 5, el oxígeno y el azufre 6, los halógenos 7.

2. Determinar el número de enlaces que tiende a formar cada átomo considerando la regla del octeto.

Los átomos se unen adquiriendo la estructura del gas noble más próximo en la Tabla Periódica, que para la mayoría de los elementos que intervienen en los compuestos orgánicos es el neón, el cual posee 8 electrones en su capa más exterior.

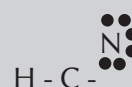
3. Colocar el átomo que tiende a formar más enlaces en el centro.
4. Colocar H, F, Br, Cl en el exterior.
5. Una vez colocados los átomos conectarlos mediante enlaces simples.
6. Colocar los electrones en los átomos exteriores para satisfacer la regla del octeto para cada uno de estos átomos.
7. Si hay electrones disponibles, añadirlos al átomo central para que se cumpla la regla del octeto.
8. Crear los enlaces múltiples (doble y triples) necesarios entre los átomos exteriores y centrales para satisfacer la regla del octeto moviendo los electrones no compartidos para formar pares de enlace.

→ Ejemplos

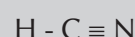
HCN

Átomo	Electrones en capa exterior	Enlaces a formar
H	1	1
C	4	4
N	5	3

2. Se añaden los electrones restantes a los átomos más exteriores hasta llegar a los 10 e- totales. (No quedan electrones para colocar en el carbono).



1. Se dibuja el esqueleto con los átomos conectados por enlaces simples. Puesto que el C es el que más enlaces requiere se coloca en el centro.
3. El carbono no cumple la regla del octeto (pero el H y el N sí). Se mueven los electrones de valencia desde el N para formar un enlace múltiple entre el C y N (triple).



Sabías que:

- Los elementos pueden existir en diversas formas, o alótropos, dependiendo de las condiciones y modos en que se han formado. Así se conocen más de 40 formas de carbono muchas de las cuales son amorfas y no cristalinas.

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En el enlace covalente se produce una transferencia de electrones.	
II. Hay un enlace cuádruple con dos sigma y dos pi.	

2. Completa:

En un enlace covalente _____ se presenta un _____ y dos enlaces tipo pi.

3. Relaciona:

- I. Enlace doble A. Un sigma y un pi
 II. Enlace triple B. Un sigma y dos pi
 C. Un sigma

Rpta: _____

4. Determina el tipo de enlace:

- I. HCl _____
 II. O₂ _____

5. Determine el tipo de enlace:

- I. H₂O _____
 II. HBr _____

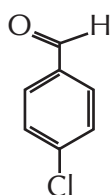
6. Realice la notación Lewis en cada sustancia:

- I. H₂ _____
 II. N₂ _____

7. Determine el número de enlaces tipo sigma y pi en la estructura mostrada: H₂CO₃

Rpta: _____

8. En el compuesto orgánico mostrado:



Determina el número de enlaces covalentes polares y el número de enlaces covalentes apolares.

Rpta: _____

9. Halla la cantidad de enlaces sigma en el compuesto HCHO:

Rpta: _____

10. Determina el número de electrones de valencia en el compuesto H₂SO₄:

Rpta: _____

11. Indica con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

- I. Cuando ocurre un enlace covalente se produce un solapamiento de orbitales.
 II. El enlace pi es más fuerte que el enlace tipo sigma.
 III. En un enlace doble se produce una compartición de dos electrones.

- a) VVV b) VFV c) VVF
 d) VFF e) FFF

12. ¿Qué compuesto posee mayor polaridad de enlace?

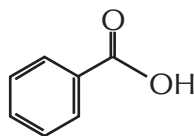
- a) HCl b) HBr c) HI
 d) HF e) Iguales

13. Se relaciona correctamente:

- I. H₂ : covalente simple
 II. Cl₂ : covalente doble
 III. N₂ : covalente triple

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) I y III

14. ¿Cuántos enlaces simple posee el compuesto mostrado:



- a) 9 b) 10 c) 11
d) 12 e) 14

15. Determine el número de electrones no compartidos en la estructura HNO_2 .

- a) 4 b) 6 c) 8
d) 10 e) 12

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. En el enlace covalente se produce una compartición de electrones.	
II. Hay un enlace triple con dos sigma y dos pi.	

2. Completa:

En un enlace covalente _____ se presenta un _____ y un enlace tipo pi.

3. Relaciona:

- I. Enlace simple A. Un sigma y un pi
II. Enlace doble B. Un sigma y dos pi
C. Un sigma

Rpta: _____

4. Determina el tipo de enlace:

- I. H_2 _____
II. CO_2 _____

5. Hallar la diferencia de electronegatividad en cada caso:

- I. SO _____
II. HCl _____

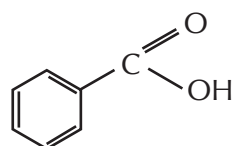
6. Realice la notación Lewis en cada sustancia:

- I. Cl_2 _____
II. O_2 _____

7. Determine el número de enlaces tipo sigma y pi en la estructura mostrada: HNO_2 .

Rpta: _____

8. En el compuesto orgánico mostrado:



Determina el número de enlaces covalentes polares y el número de enlaces covalentes apolares.

Rpta: _____

9. Halla la cantidad de enlaces sigma compuesto C_2H_2 .

Rpta: _____

10. Determina el número de electrones de valencia en el compuesto HClO_3 .

Rpta: _____

11. Indica con (V) verdadero o (F) falso según corresponda:

- I. Cuando ocurre un enlace covalente se produce una alteración de núcleos.
II. El enlace sigma es más fuerte que el enlace tipo pi.
III. En un enlace triple se produce una compartición de tres electrones.

- a) VVV b) VFV c) FVF
d) VFF e) FFF

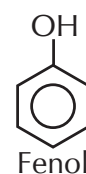
12. ¿Qué compuesto posee mayor polaridad de enlace?

- a) H_2O b) H_2S c) H_2Se
 d) H_2Te e) Iguales

13. Se relaciona correctamente:

- I. Cl_2 : covalente simple
 II. O_2 : covalente doble
 III. N_2 : covalente triple
- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) Todas

14. ¿Cuántos enlaces simple posee el compuesto mostrado?



- a) 9 b) 10 c) 11
 d) 12 e) 14

15. Determine el número de electrones no compartidos en la estructura H_2CO_3 .

- a) 4 b) 6 c) 8
 d) 10 e) 12

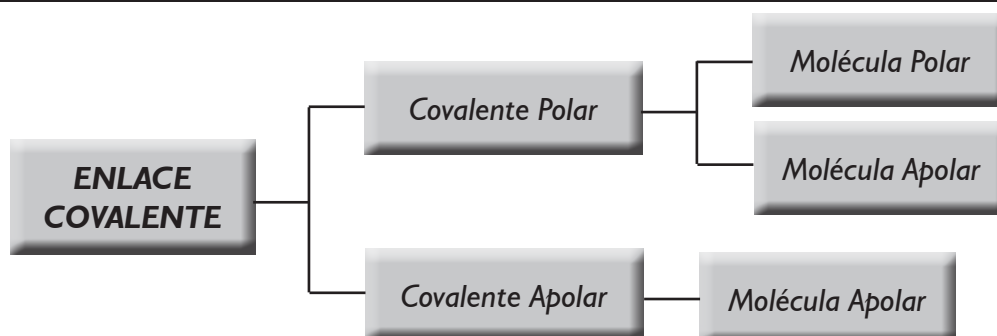
Actividades complementarias



Investiga un poco más:

Toxinas naturales

- Se llaman toxinas naturales a sustancias venenosas formadas por bacterias, plantas o animales. Algunas de ellas son las sustancias más tóxicas que conocemos. Así, por ejemplo, una toxina producida por hongos, la aflatoxina, es un cancerígeno extraordinariamente potente. Se encuentra en cereales o frutos secos almacenados en malas condiciones de humedad y temperatura.
- La ocratoxina debilita el sistema inmunitario y se encuentra, con frecuencia, en cereales y comida para animales. La zearalenona, también frecuente en cereales, maíz o heno, cuando no han sido bien almacenados, es una sustancia muy parecida a algunas hormonas del tipo de los estrógenos; por lo que puede interferir con su funcionamiento en el organismo.
- Se han producido intoxicaciones con estas sustancias en países de mucha humedad y altas temperaturas con bajo nivel de desarrollo, en los que se almacenan los alimentos en malas condiciones. En los países desarrollados se pueden encontrar trazas de ellas en la dieta humana, al comer carne de ganado alimentado con piensos contaminados.
- En el mar, el fitoplancton también produce poderosas toxinas en algunas ocasiones. El crecimiento explosivo de estos microorganismos venenosos provoca grandes mortandades en los seres vivos de la zona.
- Es característico de las toxinas naturales ser menos persistentes en el ambiente y acumularse mucho menos en las cadenas tróficas que los productos químicos tóxicos sintéticos.



UNIDAD IV

Nomenclatura inorgánica



Existen una gran variedad de compuestos químicos, los cuales pueden ser orgánicos o inorgánicos.

Los compuestos inorgánicos resultan de la combinación de varios elementos que se enlazan químicamente. Un enlace químico es una atracción entre dos átomos mediante el intercambio de sus electrones de valencia. El tipo de intercambio depende de la naturaleza de los elementos y puede ser en forma de la transferencia de un átomo a otro o de compartición entre los átomos.

En el primero de los casos se denomina enlace iónico y en el segundo enlace covalente

Los átomos se enlazan de acuerdo a su número de electrones de valencia buscando su estabilidad completando los ocho electrones requeridos en el nivel valencia (Ley del octeto)

El boro, elemento del grupo IIIA, puede hacer tres enlaces sencillos como en el borano, BH_3 , y el ácido bórico, H_3BO_3 , y un sencillo y uno doble como en el ácido meta bórico, HBO_2

El carbono, elemento del grupo IVA, puede hacer cuatro enlaces sencillos como en el metano, CH_4 , dos enlaces sencillos y uno doble como en el ácido carbónico, H_2CO_3 , dos enlaces dobles como en el anhídrido carbónico, CO_2 , y un enlace sencillo y uno triple como en el etino o acetileno, C_2H_2 .

http://3.bp.blogspot.com/_sC0mY2s4q_Y/SezmMAYQLHI/AAAAAAAAACE/sRkr1u902TI/s320/20071123101810-compuestos%5B1%5D.jpg

El nitrógeno, elemento del grupo VA, puede hacer tres enlaces sencillos como en el amoníaco, NH_3 , o un enlace sencillo y uno doble como en el ácido nitroso, HNO_2 , y un enlace sencillo, uno doble y un coordinado como en el ácido nítrico.

El azufre, elemento del grupo VIA, puede hacer dos enlaces sencillos como en el sulfuro de hidrógeno, H_2S , un enlace doble como en el monóxido de azufre, SO , un enlace doble y un coordinado como en el dióxido de azufre, SO_2 , un enlace doble y dos coordinados como en el anhídrido sulfúrico, SO_3 , dos enlaces sencillos y un coordinado como en el ácido sulfuroso, H_2SO_3 y dos enlaces sencillos y dos coordinados como en el ácido sulfúrico, H_2SO_4 .

El cloro, elemento del grupo VIIA, puede hacer un enlace sencillo como en el ácido clorhídrico, HCl , y el ácido hipocloroso, $HClO$, uno sencillo y uno coordinado como en el ácido cloroso, $HClO_2$, uno sencillo y dos coordinados como en el ácido clórico, $HClO_3$ y uno sencillo y tres coordinados como en el ácido perclórico, $HClO_4$.

APRENDIZAJES ESPERADOS

Comprensión de la información

- Establecer la unión entre átomos e iones.
- Utilizar los conceptos básicos para formar compuestos inorgánicos.
- Reconocer las funciones inorgánicas.
- Usar los estados de oxidación y la valencia de los elementos para formar compuestos.
- Establecer reglas para dar el nombre a un compuesto inorgánico.

Indagación y experimentación

- Utilizar una cinta de magnesio para formar óxidos e hidróxidos.
- Utilizar la Tabla Periódica para conocer los principales estados de oxidación y los valores de valencia.
- Comparar las diferentes propiedades de las funciones inorgánicas.
- Utilizar al ácido clorhídrico para formar sales.

ESTADO DE OXIDACIÓN



http://1.bp.blogspot.com/_v3vkd5aa_Y/Sc8J5qexy4I/AAAAAAAAAAk/iTT0YnW04A/s320/estudiando.png

Los compuestos inorgánicos formados en laboratorio, generalmente tiene una aplicación industrial para obtener otros tipos de compuestos.

Leemos:

Para iniciar el estudio de la nomenclatura es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los compuestos orgánicos son los que contienen carbono, comúnmente enlazados con hidrógeno, oxígeno, boro, nitrógeno, azufre y algunos halógenos. El resto de los compuestos se clasifican como compuestos inorgánicos. Éstos se nombran según las reglas establecidas por la IUPAC.

Los compuestos inorgánicos se clasifican según la función química que contengan y por el número de elementos químicos que los forman, con reglas de nomenclatura particulares para cada grupo. Una función química es la tendencia de una sustancia a reaccionar de manera semejante en presencia de otra. Por ejemplo, los compuestos ácidos tienen propiedades características de la función ácido, debido a que todos ellos tienen el ion H^{+1} ; y las bases tienen propiedades características de este grupo debido al ion OH^{-1} presente en estas moléculas. Las principales funciones químicas son: óxidos, bases, ácidos y sales.

Nomenclaturas

Se aceptan tres tipos de nomenclaturas para nombrar compuestos químicos inorgánicos:

Nomenclatura sistemática o estequiométrica: Este sistema de nomenclatura se basa en nombrar a las sustancias usando prefijos numéricos griegos que indican la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en la molécula. La atomicidad indica el número de átomos de un mismo elemento en una molécula, como por ejemplo H_2O que significa que hay un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno presentes en la molécula, aunque en una fórmula química la atomicidad también se refiere a la proporción de cada elemento en el que se llevan a cabo las reacciones para formar el compuesto; en este estudio de nomenclatura es mejor tomar la atomicidad como el número de átomos en una sola molécula. La forma de nombrar los compuestos es prefijo-nombre genérico + prefijo-nombre específico.

Fuente: http://es.wikipedia.org/wiki/Nomenclatura_qu%C3%ADmica_de_los_compuestos_inorg%C3%A1nicos

En las especies químicas los elementos químicos presentan un parámetro llamado estado de oxidación.

Se llama estado de oxidación a la carga aparente o real de un elemento cuando forma una sustancia química o ión.

Su valor varía de acuerdo al compuesto o ión que forma, según el valor de electronegatividad o por su notación Lewis.

Se llama valencia a la capacidad de enlace que tiene un elemento cuando forma un compuesto químico. Para los elementos representativos la valencia depende del grupo al que pertenece.

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Valencia	1	2	3	4	3	2	1	0

Existen tres tipos de especie para obtener el estado de oxidación:

1. **En sustancias simples**, es decir, formadas por un solo elemento químico, el estado de oxidación es igual a cero. Na^0 , N_2^0 , O_3^0 , P_4^0
2. **En compuestos químicos**, es decir formados por dos o más elementos químicos, la suma de estado de oxidación es igual a cero.

En este caso se debe tener los estados de oxidación única para un grupo de elementos, por ejemplo los alcalinos tienen valor de 1+, los alcalinos térreos tienen valor de 2+, el oxígeno 2-, flúor 1- boro 3+ silicio 4+.

En el compuesto $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ el estado de oxidación del sodio es 1+, del oxígeno es 2- y del cromo se obtiene por que la suma es igual a cero.

$$\begin{aligned} &\text{Na}_2^{1+} \text{Cr}_2^x \text{O}_7^{2-} \\ &2(+1) + 2(x) + 7(-2) = 0 \\ &+ 2 + 2x - 14 = 0 \\ &x = 6+ \end{aligned}$$

3. **En iones**, es decir formados por uno o más elementos químicos, la suma de estados de oxidación es igual a la carga del ión.

En el oxianión PO_4^{3-} el estado de oxidación del oxígeno es 2- y del fósforo se obtiene porque la suma es igual a 3-.

$$\begin{aligned} &(\text{P}^x \text{O}_4^{2-})^{3-} \\ &1(x) + 4(-2) = -3 \\ &x - 8 = -3 \\ &x = +5 \end{aligned}$$

Sabías que:

- Los compuestos tienen diferentes propiedades físicas y químicas que las de sus elementos constituyentes. Éste es uno de los criterios principales para distinguir un compuesto de una mezcla, son generalmente similares a las propiedades de sus constituyentes, o están relacionadas. Una mezcla tiene una composición variable, un compuesto tiene una composición fija. Una mezcla es una unión física de sustancias, un compuesto es una unión de elementos mediante una reacción química

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Un compuesto químico puede contener solo un elemento químico.	
II. El estado de oxidación del oxígeno siempre es -2.	

2. Completa:

El _____ es la carga aparente de un _____ químico.

3. Relaciona:

- | | |
|--------------|-------|
| I. Alcalino | A. 1+ |
| II. Halógeno | B. 2+ |
| | C. 1- |

Rpta: _____

4. Indica el estado de oxidación del carbono en el diamante.

Rpta: _____

5. ¿Cuál es la valencia del azufre?

Rpta: _____

6. Determine el estado de oxidación del cloro en el "HClO₄".

Rpta: _____

7. Calcule el estado de oxidación del carbono en el "H₂CO₃".

Rpta: _____

8. Calcula el estado de oxidación del nitrógeno en cada caso:

- I. N₂ _____
 II. NF₃ _____
 III. NaNO₃ _____

9. En el compuesto mostrado Fe(ClO₄)₃, señale el estado de oxidación del hierro y del cloro.

Rpta: _____

10. Determine el E.O. del S en cada caso:

- I. H₂S II. H₂SO₄ III. SO₃²⁻

Rpta: _____

11. Es un estado de oxidación del flúor (z = 9)

- I. 1+ II. 3+ III. 1-

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) I, II y III

12. Indique el estado de oxidación del fósforo en: K₄P₂O₅.

- a) +1 b) +3 c) +5
 d) -3 e) -1

13. ¿Qué estado de oxidación no presenta el elemento manganeso (Z = 25)?

- a) +2 b) +3 c) +6
 d) +7 e) +5

14. Se relaciona correctamente entre el estado de oxidación del nitrógeno y el compuesto indicado:
- I. NH_3 : 3-
 II. NO : 2+
 III. KNO_3 : 5+
- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) I, II y III
15. Determina el estado de oxidación del cobalto en el compuesto mostrado: $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$
- a) +3 b) +2 c) +6
 d) +1 e) +5

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Un compuesto químico puede contener dos elementos químicos.	
II. El estado de oxidación del flúor siempre es -1.	

2. Completa:

La _____ es la capacidad de enlace de un elemento en un _____ químico.

3. Relaciona:

- I. Alcalino térreo A. 1+
 II. Anfígeno B. 2+
 C. 2-

Rpta: _____

4. Indica el estado de oxidación del carbono en el grafito.

Rpta: _____

5. ¿Cuál es la valencia del nitrógeno?

Rpta: _____

6. Determina el estado de oxidación del S en H_2S .

Rpta: _____

7. Determine el estado de oxidación del Cr en el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Rpta: _____

8. Calcula el estado de oxidación del azufre en cada caso:

- I. S_8 _____
 II. SF_2 _____
 III. CaSO_3 _____

9. En el compuesto mostrado $\text{Fe}(\text{ClO})_2$, señale el estado de oxidación del hierro y del cloro.

Rpta: _____

10. Calcula el estado de oxidación del cloro en cada caso.

- I. HCl II. HClO_4 III. ClF_5

Rpta: _____

11. Es un estado de oxidación del oxígeno ($Z=8$)

- I. 2+ II. 2- III. 1-

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
 d) I y II e) I, II y III

12. Indique el estado de oxidación del fósforo en: $\text{Ca}_4\text{P}_2\text{O}_5$.

- a) +1 b) +3 c) +5
d) -3 e) -1

13. ¿Qué estado de oxidación presenta el elemento cromo en: K_2CrO_4 ?

- a) +1 b) 2- c) +6
d) +7 e) +5

14. Se relaciona correctamente entre el estado de oxidación del azufre y el compuesto indicado:

- I. SO_3 : 6+
II. SO : 2+
III. CaSO_3 : 4+

- a) Solo I b) Solo II c) Solo III
d) I y II e) I, II y III

15. Determina el estado de oxidación del cobalto en el compuesto mostrado: $\text{K}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$

- a) +3 b) +2 c) +6
d) +1 e) +5

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

El cromo y sus compuestos

Los compuestos de cromo son colorantes usados como pigmentos y tintes, para capas de cromo, tinte de pieles y preservantes de madera.

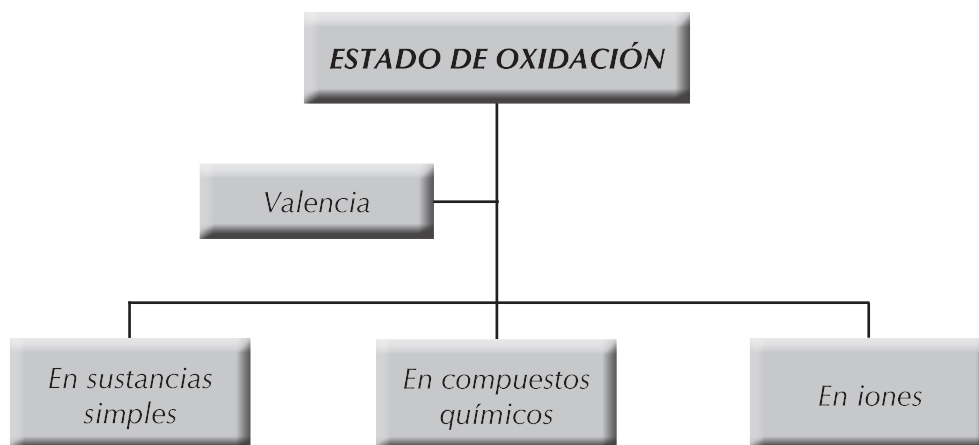
Compuestos de cromo

El cromo se presenta de tres maneras:

- Cromo metálico usado en aleaciones como acero inoxidable.
- Cromo trivalente o cromo (III), se presenta de manera natural en el ambiente y es un nutriente de nuestra dieta.
- Cromo hexavalente, o cromo (VI), producido en procesos industriales, como la combustión de combustibles fósiles, incineración de residuos y fabricación de metal. Las emisiones han disminuido desde 1970.

¿Qué daño puede causar?

- El cromo y sus compuestos pueden causar cáncer y daño genético. Una exposición excesiva puede afectar al sistema digestivo, los riñones, el hígado, los pulmones, la nariz, la piel y el desarrollo de los fetos.



ÓXIDOS



<http://www.mineral-s.com/imagenes/galena5-8707.gif>

Los óxidos son muy comunes y variados en la corteza terrestre. Los óxidos no metálicos también son llamados anhídridos porque son compuestos que han perdido una molécula de agua dentro de sus moléculas.

Leemos:

Los materiales férricos son aquellos cuyo componente principal es el hierro, pudiendo presentar además otros elementos tanto metálicos como no metálicos. En la actualidad, el consumo industrial de estos materiales representa más del 90% del consumo total de materiales metálicos, debido a su resistencia y a su coste de obtención relativamente bajo.

Un poco de historia

Los primeros en utilizar el hierro fueron los hititas en el 1700a.C, dejando de utilizar bronce porque los filones de hierro eran mucho más abundantes, además de ser un material más resistente y duradero.

Hacia el 600 a.C. los Celtas descubrieron los procesos de cementación.

Hacia el 700 d.C surge el horno de forja catalana, con el que se obtenía el hierro forjado tras una serie de golpes.

A partir de 1300 se empiezan a utilizar hornos parecidos a la forja catalana, pero mejorados. Conseguían una temperatura más elevada y se obtenía el hierro colado, que se transformaba en hierro fundido.

Hacia finales del siglo XVIII se empezó a utilizar el pudelaje, en sustitución del procedimiento anterior. Se llevaba a cabo en un horno de reverbero. Se empezó a utilizar porque era más rápido y eficaz y el hierro fundido tenía menos carbono al no estar en contacto directo con el carbón.

Posteriormente en el siglo XIX Bessemer introdujo el convertidor para aceros. Ejemplos de convertidores son: convertidor de Bessemer-Thomas, horno de Martín-Siemens, horno LD y hornos eléctricos.

Clases de hierro

- **Hierro puro:** Riqueza mayor o igual a 99,9%.
- **Esponja de hierro:** masa de hierro muy porosa o granular obtenida por reducción directa de los óxidos de hierro a temperaturas de unos 1000°C, muy por debajo de la de fusión.
- **Arrabio:** es básicamente hierro líquido.
- **Hierro fundido:** las fundiciones de hierro se definen como productos siderúrgicos que contienen más carbono del que puede ser retenido en solución sólida por la austenita a la temperatura eutéctica y que no son maleables en la forma moldeada.
- **Hierro forjado:** contiene un 0,05% de carbono, poquísimos azufre y fósforo que lo harían quebradizo, 0,01% de silicio y 0,05% de manganeso. Tiene una estructura muy fibrosa; tiene un punto de fusión muy elevado y es muy resistente y tenaz.
- **Acero ordinario:** aleación básica de hierro y carbono; del contenido de este último, que puede variar entre 0,15 y 1,17%, dependen en gran parte las propiedades del material.
- **Aceros especiales o de aleación:** además de carbono estos aceros contienen otro u otros componentes que les imparten dureza, elasticidad, resistencia u otras características determinadas.

Fuente: <http://www.telefonica.net/web2/materialestecnologicos/Materiales%20Ferricos.htm>

Óxidos básicos

Son compuestos que se sintetizan mediante la combinación de un metal y oxígeno. Su fórmula general es M_2O_m , siendo "M" el símbolo del metal y "m" la valencia del metal. Su reacción de síntesis es:



Su nomenclatura consiste en nombrar la palabra "**óxido**" seguida de la partícula "**de**" y a continuación el nombre del metal. Si el metal es monovalente también se utiliza como nombre la palabra "**óxido**" seguida del nombre del metal terminado en "**ico**". Si el metal es polivalente se utilizan los prefijos "**oso**" e "**ico**" para nombrar los óxidos con la menor y mayor valencia, respectivamente. Una nomenclatura más sencilla indica el estado de oxidación del metal en números romanos encerrado entre paréntesis a la derecha del nombre del metal.

El óxido de sodio, Na_2O , se obtiene fácilmente por la gran reactividad del sodio con el oxígeno del aire; el óxido de calcio, CaO , es un sólido pulverizado blanco denominado, también, cal viva; el óxido de zinc, ZnO , se utiliza en polvos antisépticos y astringentes; el óxido férrico u óxido de hierro (III), Fe_2O_3 , se usa como pigmento para el caucho, las pinturas, el papel, el linóleo y la cerámica; el óxido cuproso u óxido de cobre (I), Cu_2O , es el mejor fungicida para ciertos tratamientos de semillas; y el óxido cúprico u óxido de cobre (II), CuO , se utiliza en la industria cerámica para colorear vidrios y esmaltes de verde, rojo o azul.

Las combinaciones de un metal o hidrógeno con oxígeno con valencia **-1**, produce los compuestos denominados **peróxidos**. Se nombran como peróxidos del metal correspondiente.

El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada, H_2O_2 , se utiliza como un agente oxidante y esterilizante. Los peróxidos metálicos como el de sodio, Na_2O_2 , son muy reactivos y se descomponen con facilidad. Otros ejemplos de peróxidos son el de magnesio, MgO_2 , y el de aluminio, Al_3O_6 .

Óxidos ácidos o anhídridos

Son compuestos que se sintetizan mediante la combinación de un no metal y oxígeno. Su fórmula general es X_2O_x , siendo "X" el símbolo del no metal y "x" la valencia del no metal. Su reacción de síntesis es:



Su nomenclatura consiste en nombrar la palabra **"óxido o anhídrido"** seguida del nombre del no metal terminado en **"oso o ico"**, según que el estado de oxidación sea el menor o el mayor de ellos. En el caso de los halógenos, como el cloro, se forman cuatro combinaciones con el oxígeno utilizándose los prefijos **"hipo y per"** en el nombre del no metal para los estados de oxidación menor y mayor respectivamente.

El anhídrido carbónico, CO_2 , es un gas componente del aire e importante en el proceso respiratorio; el monóxido de carbono, CO , es un gas altamente tóxico debido a la mayor afinidad con respecto al oxígeno que tiene la hemoglobina al adsorberlo; los óxidos nitrogenados como el N_2O_3 y el N_2O_5 y los óxidos de azufre como el SO_2 y el SO_3 , son gases tóxicos que hacen parte de la denominada lluvia ácida, porque a partir de ellos, al reaccionar con el vapor de agua condensado del aire, es que se forman los ácidos correspondientes nitroso, nítrico, sulfuroso y sulfúrico que ocasionan tanto daño a la respiración de los seres vivos y a la vida de la vegetación.

Nomenclatura IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA

Óxido hipo_no metal_oso. Ejemplo: SO , Cl_2O

Óxido no_metal_oso. Ejemplo: CO , N_2O_3 , SO_2 , Cl_2O_3

Óxido no_metal_ico. Ejemplo: B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_5

Óxido per_no_metal_ico. Ejemplo: Cl_2O_7

Sabías que:

- Antiguamente se usaba "cal" en vez de "calcio", en algunos nombres de compuestos donde interviene este elemento, como el "talco" o "aljez" (sulfato de calcio di hidratado, $CaSO_4 \cdot 2H_2O$) o el mármol o "gis" (carbonato de calcio, $CaCO_3$).
- Los depósitos sedimentarios de carbonato de calcio se llaman caliches.

Practiquemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los óxidos son compuestos ternarios.	
II. Existen óxidos de los gases nobles.	

2. Completa:

La combinación de un metal con _____ forma un óxido _____.

3. Relaciona:

- | | |
|----------|-----------------|
| I. MgO | A. Óxido básico |
| II. SO | B. Óxido neutro |
| | C. Óxido ácido |

Rpta: _____

4. Indica la fórmula de:
- Monóxido de dicobre _____
 - Trióxido de difósforo _____
5. Señala el nombre en el sistema IUPAC a:
- FeO _____
 - PbO₂ _____
6. Señala la fórmula de:
- Óxido de estaño (IV) _____
 - Óxido de azufre (VI) _____
7. Indica el nombre en el sistema STOCK.
- PbO _____
 - SeO₃ _____
8. Indica la fórmula de:
- Óxido sulfuroso _____
 - Óxido níqueloso _____
9. Señala el nombre en el sistema tradicional:
- CO₂ _____
 - SnO₂ _____
10. Indique el estado de oxidación del níquel en Ni₂O₃
Rpta: _____
11. ¿Cuántos átomos posee el óxido de fósforo (V)?
- 2
 - 3
 - 5
 - 6
 - 7
12. Indica el óxido con mayor estado de oxidación para el no metal.
- CO
 - NO₂
 - SO₃
 - Cl₂O₇
 - NO
13. En el óxido de nitrógeno (III). ¿Cuántos enlaces sigma se presentan?
- 2
 - 3
 - 4
 - 5
 - 6
14. Ordene en forma creciente de su atomicidad
- Óxido níquelico
 - Óxido hiposulfuroso
 - Óxido plúmbico
- I, II y III
 - II, I y III
 - I, III y II
 - II, III y I
 - III, I y II
15. ¿Cuántos átomos de oxígeno posee el óxido sulfúrico?
- 3
 - 10
 - 12
 - 16
 - 18

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los óxidos son compuestos binarios.	
II. Existen óxidos de los alcalinos.	

2. Completa:

La combinación de un no metal con _____ forma un óxido _____.

3. Relaciona:

- | | |
|----------------------|-----------------|
| I. Cl ₂ O | A. Óxido básico |
| II. CaO | B. Óxido neutro |
| | C. Óxido ácido |

Rpta: _____

4. Indica la fórmula de:

- Monóxido de dinitrógeno _____
- Trióxido de dicloro _____

5. Señala el nombre en el sistema IUPAC a:

- PbO _____
- SnO₂ _____

6. Señala fórmula de:

- I. Óxido de plomo (IV) _____
 II. Óxido de selenio (VI) _____

7. Indica el nombre en el sistema STOCK.

- I. Cl_2O_3 _____
 II. SeO _____

8. Indica la fórmula de:

- I. Óxido sulfúrico _____
 II. Óxido níquelico _____

9. Señala el nombre en el sistema tradicional:

- I. CuO _____
 II. SnO _____

10. Indique el estado de oxidación del níquel en NiO .

Rpta: _____

11. ¿Cuántos átomos posee el óxido perclórico?

- a) 2 b) 3 c) 5
 d) 6 e) 9

12. Indica el óxido con menor estado de oxidación para el no metal.

- a) CO b) NO_2 c) SO_3
 d) Cl_2O_7 e) Na_2O

13. En el óxido carbónico. ¿Cuántos átomos se presentan?

- a) 6 b) 1 c) 2
 d) 3 e) 5

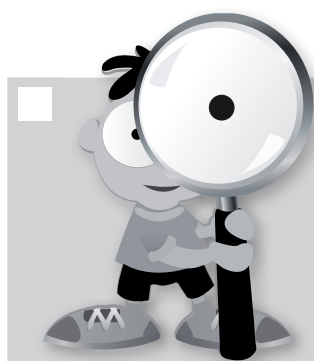
14. Ordene en forma creciente de su atomicidad.

- I. Óxido níqueloso
 II. Óxido sulfuroso
 III. Óxido nítrico ($\text{N} \rightarrow \text{No metal}$)
 a) I, II y III b) II, I y III c) I, III y II
 d) II, III y I e) III, I y II

15. ¿Cuántos átomos de oxígeno posee el óxido sulfuroso?

- a) 6 b) 8 c) 12
 d) 16 e) 2

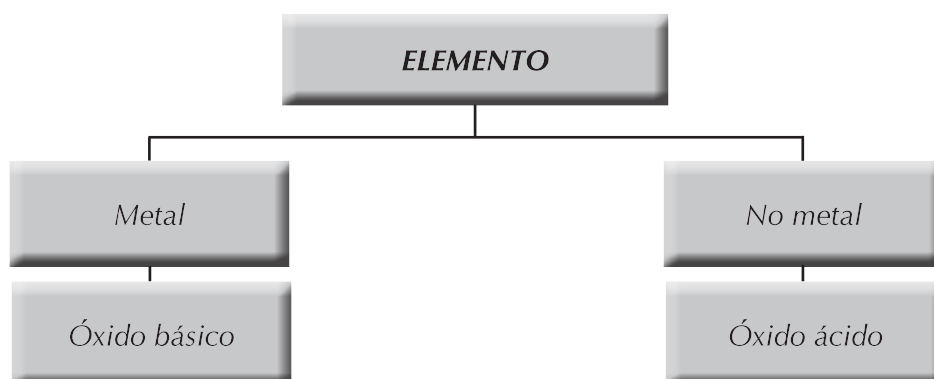
Actividades complementarias



Investiga un poco más:

- Utilizando tu Tabla Periódica y los estados de oxidación complete el siguiente:

	IUPAC	Stock	Tradicional
Co_2O_3			
P_2O_5			
Mn_2O_3			
CrO_3			
I_2O_7			



HIDRÓXIDOS Y ÁCIDOS OXÁCIDOS



http://i427.photobucket.com/albums/pp354/diegocedric/20090121094645_rana-comodona.jpg

La presencia en exceso de ácidos o hidróxidos puede alterar a muchos organismos.

Bases o hidróxidos (álcalis)

Son compuestos que se sintetizan mediante la combinación de un óxido básico y agua. Su fórmula general es $M(OH)_m$, siendo "M" el símbolo del metal y "m" la valencia del metal.

Su reacción de síntesis es:



Su nomenclatura consiste en nombrar la palabra "**hidróxido**" seguida de la partícula "**de**" y a continuación el nombre del metal. Si el metal es monovalente también se utiliza como nombre la palabra "hidróxido" seguida del nombre del metal terminado en "ico". Si el metal es polivalente se utilizan los prefijos "oso" e "ico" para nombrar los hidróxidos con la menor y mayor valencia, respectivamente. Una nomenclatura más sencilla indica el estado de oxidación del metal en números romanos encerrado entre paréntesis a la derecha del nombre del metal.

El hidróxido de sodio o soda cáustica, $NaOH$, es muy utilizada en limpiezas de cañerías por su fortaleza alcalina; el hidróxido de calcio o cal apagada, $Ca(OH)_2$, es utilizada como un agente blanqueador de paredes; el hidróxido de aluminio, $Al(OH)_3$ y el hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, son las bases constituyentes de los antiácidos comerciales; el hidróxido ferroso o hidróxido de hierro (II), $Fe(OH)_2$, tiene poca importancia comercial, y el hidróxido férrico o hidróxido de hierro (III), $Fe(OH)_3$, se usa para purificar el agua, como contraveneno del arsénico, como absorbente en tratamientos químicos y como pigmento; el hidróxido cúprico se usa como pigmento para teñir el papel.

Oxácidos o ácidos ternarios

Son compuestos que resultan de la combinación de un óxido ácido y agua. Se les conoce como ácidos ternarios porque contienen hidrógeno, oxígeno y un no metal. Sus reacciones de síntesis son diferentes de acuerdo al estado de oxidación del no metal y al grado de hidratación de este. Su nomenclatura es similar a la de los óxidos ácidos, cambiándose el nombre de óxido por la palabra "**ácido**" y utilizándose los correspondientes prefijos y sufijos.

El ácido carbónico, H_2CO_3 , se forma en el medio fisiológico cuando el anhídrido carbónico del aire es absorbido por el agua; el ácido nitroso, HNO_2 , y el ácido nítrico, HNO_3 , se pueden formar al combinarse los óxidos nitrogenados, liberados industrialmente a la atmósfera, con el vapor de agua del aire produciendo lluvia ácida, de igual manera que los óxidos de azufre producen los ácidos sulfuroso, H_2SO_3 , y sulfúrico, H_2SO_4 . Los oxoácidos halogenados son agentes oxidantes utilizados como agentes blanqueadores y desinfectantes como el ácido hipocloroso, HClO .

Nomenclatura III A, IV A, V A, VI A, VII A

Ácido hipometaloso. Ejemplo: HClO

Ácido no metaloso. Ejemplo: HNO_2 H_2SO_3 HClO_2

Ácido no metálico. Ejemplo: H_3BO_3 H_2CO_3 HNO_3 H_2SO_4 HClO_3

Ácido perometálico. Ejemplo: HClO_4

Nomenclatura de oxoácidos

Los óxidos de fósforo originan tres ácidos fosforosos y fosfóricos debido a sus tres grados de hidratación. Si estos óxidos se combinan con una molécula de agua forman los ácidos metafosforoso, HPO_2 , y metafosfórico, HPO_3 , al combinarse con dos moléculas de agua forman los ácidos pirofosforoso, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_5$, y pirofosfórico, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, y al combinarse con tres moléculas de agua forman los ácidos ortofosforoso, H_3PO_3 , y ortofosfórico, H_3PO_4 . Los ácidos pirofosfórico y ortofosfórico son importantes por su presencia en estructuras orgánicas fosforiladas como el adenosín difosfato o ADP, el adenosín trifosfato, ATP, conocida esta última como la moneda energética celular porque es la molécula donde biológicamente se almacena la energía liberada en los procesos productores de energía.

Sabías que:

El plátano no engorda

- Muy al contrario, por su riqueza en potasio ayuda a equilibrar el agua del cuerpo al contrarrestar el sodio y favorecer la eliminación de líquidos por lo que resulta una fruta muy adecuada para los que quieran eliminar peso, favoreciendo los regímenes de adelgazamiento. Por otra parte la eliminación de agua y sodio del cuerpo resulta esencial para el tratamiento de ciertas enfermedades, como la hipertensión, la gota, enfermedades reumáticas, etc. Además el potasio es un mineral que interviene en la regulación de los líquidos buen estado de los nervios, el corazón y de los músculos. Favorece, pues, la recuperación en estados de nerviosismo y depresión, previene los calambres musculares, fortalece los músculos, mejora la circulación, previniendo las embolias y aumenta el ritmo cardíaco en casos de debilidad cardíaca. Su riqueza en cinc puede aprovecharse para fortalecer el cabello, ayudando a prevenir la caída. Su contenido en pectina, que es más grande que el que posee la manzana, y fibra resulta muy interesante para el tratamiento del colesterol,



<http://www.alimentacion-sana.com.ar/informaciones/novedades/banana%20engorda.htm>

Practicemos

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los hidróxidos son compuestos ternarios.	
II. Los ácidos oxácidos provienen de un óxido básico.	

2. Completa:

La combinación de un óxido _____ con el agua forma un hidróxido.

3. Relaciona:

- | | |
|----------|--------------|
| I. NaOH | A. Óxido |
| II. HClO | B. Hidróxido |
| | C. Oxácido |

Rpta: _____

4. Indica la fórmula de:

- I. Hidróxido de Plomo (IV) _____
 II. Hidróxido de Hierro (III) _____

5. Indica el nombre de los compuestos en el sistema STOCK:

- I. $\text{Sn}(\text{OH})_2$ _____
 II. $\text{Ni}(\text{OH})_3$ _____

6. Muestra la fórmula de los compuestos:

- I. Dihidróxido de cobre _____
 II. Trihidróxido de cobalto _____

7. ¿Cuál es el nombre del compuesto indicado, en el sistema IUPAC?

- I. AuOH _____
 II. $\text{Bi}(\text{OH})_3$ _____

8. ¿Qué nombre recibe cada hidróxido en el sistema tradicional?

- I. NaOH _____
 II. $\text{Pb}(\text{OH})_2$ _____

9. Señala la fórmula de:

- I. Ácido perclórico _____
 II. Ácido sulfuro _____

10. Indica el nombre de:

- I. HNO_2 _____
 II. H_2CO_3 _____

11. ¿Cuántos átomos posee el hidróxido de magnesio?

- a) 3 b) 4 c) 5
 d) 7 e) 9

12. Determina el número de átomos de oxígeno en el ácido sulfúrico.

- a) 4 b) 5 c) 6
 d) 7 e) 8

13. El óxido de un metal posee cinco átomos ¿Cuántos átomos posee el hidróxido de un metal?

- a) 5 b) 7 c) 9
 d) 11 e) 13

14. ¿Cuántos átomos de hidrógeno posee el ácido nítrico?

- a) 0 b) 1 c) 2
 d) 3 e) 4

15. Ordene en forma creciente a la atomicidad los siguientes compuestos:

- I. Ácido fosfórico
 II. Ácido nitroso
 III. Ácido sulfúrico

- a) I, II y III b) II, I y III c) III, I y II
 d) III, II y I e) II, III y I

Tarea domiciliaria

Comprensión de la información

1. Explica las siguientes proposiciones:

Proposición	Explicación
I. Los hidróxidos son compuestos binarios.	
II. Los ácidos oxácidos provienen de un óxido ácido.	

2. Completa:

La combinación de un óxido _____ con el agua forma un ácido oxácido.

3. Relaciona:

- | | |
|-------------------|--------------|
| I. HNO_2 | A. Óxido |
| II. KOH | B. Hidróxido |
| | C. Oxácido |

Rpta: _____

4. Señala la fórmula de los siguientes compuestos:

- I. Hidróxido de Plomo (II) _____
- II. hidróxido de Hierro (II) _____

5. Indica el nombre de los compuestos en el sistema STOCK:

- I. $\text{Sn}(\text{OH})_4$ _____
- II. $\text{Ni}(\text{OH})_2$ _____

6. Muestra la fórmula de los compuestos:

- I. Dihidróxido de mercurio _____
- II. Trihidróxido de níquel _____

7. ¿Cuál es el nombre del compuesto indicado, en el sistema IUPAC?

- I. $\text{Au}(\text{OH})_3$ _____
- II. $\text{Bi}(\text{OH})_5$ _____

8. ¿Qué nombre recibe cada hidróxido en el sistema tradicional?

- I. KOH _____
- II. $\text{Pb}(\text{OH})_4$ _____

9. Señala la fórmula de:

- I. Ácido clórico _____
- II. Ácido sulfúrico _____

10. Indica el nombre de:

- I. HNO_3 _____
- II. H_2SO_3 _____

11. ¿Cuántos átomos posee el hidróxido de aluminio?

- a) 3 b) 4 c) 5
- d) 7 e) 9

12. Determina el número de átomos de oxígeno en el ácido sulfuroso.

- a) 4 b) 5 c) 6
- d) 7 e) 8

13. El óxido de un no metal posee siete átomos ¿Cuántos átomos posee el ácido de dicho no metal?

- a) 5 b) 7 c) 9
- d) 11 e) 13

14. ¿Cuántos átomos de hidrógeno posee el ácido nítrico?

- a) 0 b) 1 c) 2
d) 3 e) 4

15. Ordene en forma creciente a la atomicidad los siguientes compuestos:

- I. Ácido fosforoso II. Ácido nítrico
III. Ácido sulfuroso

- a) I, II y III b) II, I y III c) III, I y II
d) III, II y I e) II, III y I

Actividades complementarias



Investiga un poco más:

- Utilizando la Tabla Periódica y los estados de oxidación determina los nombres en el sistema IUPAC y tradicional de los compuestos mostrados.

	IUPAC	Stock	Tradicional
HClO_2			
$\text{Cu}(\text{OH})_2$			
H_2SO_2			
$\text{Au}(\text{OH})_3$			
HIO			

