

APUNTE **IV** / TOMO I  
**QUÍMICA**

# Índice

## PRESENTACIÓN

|   |           |
|---|-----------|
| <b>I. El átomo</b>  | <b>5</b>  |
| I.A. Clasificación de los átomos  | 6         |
| I.B. ¿Cómo diferenciamos entre átomos, elementos, moléculas y compuestos? | 7         |
| I.C. El concepto del método científico                                    | 8         |
| I.D. Camino al modelo mecano cuántico del átomo                           | 11        |
| I.E. Espectros ópticos  | 11        |
| I.E.1. ¿A qué corresponde el color de la llama al excitar un átomo?       | 12        |
| I.F. Modelo mecano cuántico del átomo                                     | 13        |
| I.F.1. Características de los números cuánticos                           | 14        |
| I.G. Configuración electrónica  | 16        |
| Preguntas de selección múltiple   | 20        |
| <b>II. Tabla periódica</b>  | <b>27</b> |
| II.A. Historia de la tabla periódica                                      | 27        |
| II.B. La ley periódica  | 38        |
| II.C. Tabla periódica   | 29        |
| II.D. Familias de la tabla periódica                                      | 30        |
| II.D.1. Los metales   | 30        |
| II.D.2. Los no metales  | 30        |
| II.D.3. Los metaloides  | 31        |
| II.D.4. Los gases nobles  | 31        |
| II.E. Propiedades periódicas  | 31        |
| II.E.1. Volumen atómico (VA)  | 32        |
| II.E.2. Radio covalente (RC)  | 34        |
| II.E.3. Radio iónico (RI)   | 34        |
| II.E.4. Electropositividad  | 35        |
| II.E.5. Potencial de ionización (PI)                                      | 35        |
| II.E.6. Electroafinidad (EA)  | 37        |
| II.E.7. Electronegatividad (EN)   | 38        |
| II.E.8. Propiedades macroscópicas   | 39        |
| II.E.8.a. Variación periódica de los puntos de ebullición                 | 40        |
| II.E.8.b. Variación periódica de los puntos de fusión                     | 40        |
| II.F. El número de oxidación y propiedades asociadas                      | 41        |
| II.F.1. Elementos representativos (grupos A)                              | 41        |

|   |           |
|---|-----------|
| II.F.2. Elementos de transición (grupos B)                              | 41        |
| <b>II.G. Glosario</b>   | <b>42</b> |
| <b>Preguntas de selección múltiple</b>                                  | <b>44</b> |
| <b>III. Enlace químico</b>  | <b>48</b> |
| <b>III.A. Uniones intramoleculares</b>                                  | <b>48</b> |
| III.A.1. Enlace iónico  | 48        |
| III.A.2. Enlace metálico  | 49        |
| III.A.2.1. Metales representativos                                      | 49        |
| III.A.2.2. Metales de transición  | 50        |
| III.A.2.2.a. Aleaciones   | 50        |
| III.A.2.2.b. Color  | 51        |
| III.A.2.2.c. Paramagnetismo o magnetismo                                | 51        |
| III.A.2.2.d. Actividad catalítica                                       | 51        |
| III.A.2.3. Metales de transición interna                                | 52        |
| III.A.3. Enlace covalente   | 52        |
| III.A.4. Enlace covalente coordinado                                    | 53        |
| <b>III.B. Estructura de Lewis, regla del octeto</b>                     | <b>54</b> |
| <b>III.C. Teoría del enlace de Valencia</b>                             | <b>57</b> |
| <b>III.D. Geometría molecular</b>                                       | <b>58</b> |
| III.D.1. Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia (TRPEV) | 58        |
| III.D.2. Teoría de la Hibridación de Orbitales Atómicos                 | 58        |
| III.D.3. Tabla de las formas geométricas de las moléculas               | 62        |
| <b>III.E. Enlaces múltiples</b>   | <b>66</b> |
| <b>III.F. Moléculas que tienen más de un átomo central</b>              | <b>67</b> |
| <b>III.G. Polaridad molecular</b>                                       | <b>68</b> |
| III.G.1. Geometría molecular  | 68        |
| III.G.2. Tipo de átomos enlazantes                                      | 68        |
| <b>III.H. Interacciones intermoleculares</b>                            | <b>69</b> |
| III.H.1. Interacciones electrostáticas                                  | 69        |
| III.H.2. Puentes de hidrógeno   | 69        |
| III.H.3. Interacciones de Van de Waals                                  | 70        |
| III.H.4. Fuerzas de London o de dispersión                              | 71        |
| III.H.5. Interacciones hidrofóbicas                                     | 72        |
| III.H.6. Energías de interacciones intra e intermoleculares             | 73        |
| III.H.7. Estados de agregación molecular                                | 73        |
| <b>Preguntas de selección múltiple</b>                                  | <b>74</b> |

|  |            |   |            |
|--|------------|---|------------|
| <b>IV. Nomenclatura inorgánica</b>   | <b>80</b>  | <b>V.F. Sustitutos energéticos del petróleo</b>                                   | <b>106</b> |
| <b>IV.A. Compuestos binarios (formados por dos elementos diferentes)</b>   | <b>80</b>  | V.F.1. Energía hidráulica   | 107        |
| IV.A.1. Nomenclatura de hidruros   | 80         | V.F.2. Energía nuclear  | 107        |
| IV.A.2. Nomenclatura de hidrácidos   | 82         | V.F.3. Energía eólica   | 107        |
| IV.A.3. Nomenclatura de hidruros de no metal                               | 82         | V.F.4. Energía solar  | 107        |
| IV.A.4. Nomenclatura de óxidos   | 83         | V.F.5. Energía geotérmica   | 107        |
| IV.A.5. Nomenclatura de anhídridos no metálicos                            | 83         | V.F.6. El carbón  | 108        |
| IV.A.6. Nomenclatura de sales binarias                                     | 84         | V.F.7. Energía de la biomasa  | 108        |
| <b>IV.B. Compuestos ternarios (formados por tres elementos diferentes)</b> | <b>84</b>  | <b>V.G. La petroquímica</b>   | <b>108</b> |
| IV.B.1. Nomenclatura de hidróxidos   | 84         | <b>V.H. Los derrames de petróleo: mareas negras</b>                               | <b>109</b> |
| IV.B.2. Nomenclatura de oxiácidos  | 84         | <b>Ejercicios petróleo</b>  | <b>110</b> |
| IV.B.3. Nomenclatura de oxisal o sal ternaria                              | 85         | <b>VI. Química orgánica</b>   | <b>114</b> |
| <b>IV.C. Radicales</b>   | <b>86</b>  | <b>VI.A. Química del carbono</b>  | <b>114</b> |
| IV.D. Compuestos cuaternarios y más  | 87         | VI.A.1. Hibridación del carbono   | 115        |
| IV.D.1. Nomenclatura de sales básicas                                      | 87         | <b>VI.B. Hidrocarburos</b>  | <b>115</b> |
| IV.D.2. Nomenclatura de sales ácidas                                       | 87         | VI.B.1. Nomenclatura de los hidrocarburos   | 115        |
| IV.D.3. Nomenclatura de hidratos   | 87         | VI.B.1.1. Hidrocarburos alifáticos saturados                                      | 115        |
| IV.D.4. Algunos nombres antiguos de compuestos comunes                     | 88         | VI.B.1.1.a. Alcanos   | 115        |
| <b>Ejercicios nomenclatura inorgánica</b>                                  | <b>89</b>  | VI.B.1.1.b. Hidrocarburos saturados de cadena abierta ramificados                 | 117        |
| <b>Clase de ejercitación 1</b>   | <b>91</b>  | VI.B.1.2. Hidrocarburos alifáticos insaturados                                    | 119        |
| <b>V. El petróleo</b>  | <b>100</b> | VI.B.1.2.a. Alquenos  | 119        |
| <b>V.A. Características fisicoquímicas del petróleo</b>                    | <b>100</b> | VI.B.1.2.b. Alquinos  | 121        |
| <b>V.B. ¿Cómo se formó el petróleo?</b>                                    | <b>101</b> | VI.B.2. Hidrocarburos cíclicos  | 123        |
| <b>V.C. ¿Qué tipos de enlaces químicos presenta?</b>                       | <b>101</b> | VI.B.2.a. Cíclicos alifáticos: con o sin sustitución                              | 123        |
| <b>V.D. Historia de ENAP</b>   | <b>101</b> | <b>VI.C. Hidrocarburos aromáticos</b>   | <b>125</b> |
| <b>V.E. Refinación del petróleo</b>  | <b>102</b> | <b>VI.D. Grupos funcionales</b>   | <b>127</b> |
| V.E.1. Productos obtenidos de la destilación del crudo                     | 103        | VI.D.1. Haluros de alquilo  | 127        |
| V.E.2. Gas natural   | 103        | VI.D.2. Nitro   | 129        |
| V.E.3. La gasolina   | 104        | VI.D.3. Éteres  | 129        |
| V.E.4. La gasolina y el índice de octano                                   | 104        | <b>VI.E. Nomenclatura de principales grupos funcionales en orden de prioridad</b> | <b>131</b> |
| V.E.5. El convertidor catalítico   | 105        | VI.E.1. Aminas  | 132        |
| V.E.6. Combustible diesel  | 106        | VI.E.2. Alcoholes   | 134        |
|  |            | VI.E.3. Cetonas   | 136        |
|  |            | VI.E.4. Aldehídos   | 137        |
|  |            | VI.E.5. Nitrilos  | 139        |
|  |            | VI.E.6. Amidas  | 140        |

|  |            |
|--|------------|
| VI.E.7 Ésteres   | 141        |
| VI.E.8 Ácidos carboxílicos                                   | 143        |
| VI.D.9. Anhídridos   | 145        |
| <b>Preguntas de selección múltiple</b>                       | <b>146</b> |
| <b>VI.F. Isomería</b>  | <b>154</b> |
| VI.F.1. Isómeros estructurales                               | 154        |
| VI.F.1.a. Isómeros de cadena                                 | 154        |
| VI.F.1.b. Isómeros de posición                               | 155        |
| VI.F.1.c. Isómeros de función                                | 156        |
| VI.F.2. Isomería espacial                                    | 156        |
| VI.F.2.a. Isómeros geométricos                               | 157        |
| VI.F.2.b. Isómeros ópticos                                   | 159        |
| VI.F.2.b.1. Reglas de prioridad de Cahn -<br>Ingold - Prelog | 160        |
| VI.F.2.c. Isómeros conformacionales                          | 162        |
| <b>Preguntas de selección múltiple</b>                       | <b>165</b> |
| <b>Clase de ejercitación 2</b>                               | <b>169</b> |
| <b>Anexo: Ejercicios complementarios</b>                     | <b>179</b> |
| <b>Tabla Periódica de los elementos</b>                      | <b>202</b> |

## El átomo

El átomo se compone de protones ( $p^+$ ), neutrones ( $n^0$ ) y electrones ( $e^-$ ). Los  $p^+$  y los  $n^0$  se concentran en el núcleo del átomo y los  $e^-$  se ubican alrededor del núcleo.

**Electrones ( $e^-$ ):** Son partículas subatómicas pequeñísimas cargadas negativamente. “Orbitan” alrededor del núcleo, y se distribuyen en orbitales de distinta energía.

**Protones ( $p^+$ ):** Son nucleones de alta densidad cargadas positivamente. Se encuentran en el núcleo, junto a los neutrones.

**Número Atómico (Z),** corresponde al número de protones en el núcleo, le otorga identidad al elemento.

$$Z = \text{protones} = \text{electrones en un átomo neutro}$$

**Neutrones ( $n^0$ ):** son nucleones neutros (sin carga). Se componen de la combinación de un protón y un electrón. Los neutrones dentro del núcleo tienen la función de mantener cohesionado el núcleo (las cargas iguales de los  $p^+$  se repelen). Junto a los protones corresponden a la masa del núcleo.

$$n^0 = p^+ + e^-$$

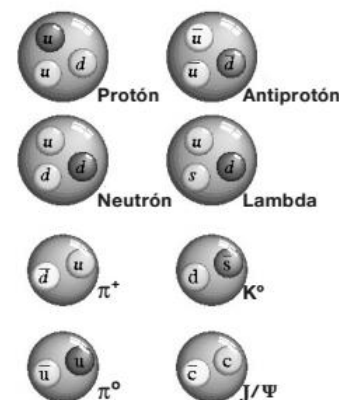
|            |                                      |             |   |
|------------|--------------------------------------|-------------|---|
| Masa $p^+$ | $1,6725 \times 10^{-24}$ gramos/masa | Carga $p^+$ | $+ 1,602 \times 10^{-19}$ carga/coulomb |
| Masa $n^0$ | $1,6750 \times 10^{-24}$ gramos/masa |             |   |
| Masa $e^-$ | $9,1095 \times 10^{-28}$ gramos/masa | Carga $e^-$ | $- 1,602 \times 10^{-19}$ carga/coulomb |

**Número Másico (A):** La masa del átomo se concentra principalmente en su núcleo, en el cual se encuentran los protones y los neutrones. Así **A** equivale a la suma de protones ( $p^+$ ) y neutrones ( $n^0$ ).

$$A = \text{protones} + \text{neutrones} = p^+ + n^0$$

Tanto los protones como los neutrones están formados a su vez por otras subpartículas: los quarks.

Los **quarks** son partículas elementales, que forman a los protones, los neutrones y a toda una serie de familias de otras partículas subatómicas. Combinaciones de tres quarks forman los bariones (como el protón) y combinaciones de un quark y un anti-quark forman la familia de los mesones. Los quarks están unidos por una gran fuerza nuclear y no se encuentran libres en la naturaleza. Esta teoría data de 1963.



## I.A. Clasificación de los átomos

**Isótopos:** Son átomos con el mismo número atómico, pero distinta masa atómica (difieren en el número de neutrones). Para un mismo elemento pueden existir varios isótopos, la abundancia de cada uno de estos isótopos varía de acuerdo a su estabilidad.

| Nombre       | Símbolo            | z  | a   | n <sup>o</sup> | u.m.a  | Abundancia (vida media)                 |
|--------------|--------------------|----|-----|----------------|--------|---|
| Hidrógeno    | H <sup>1</sup>     | 1  | 1   | 0              | 1,008  | 99%                                     |
| Deuterio     | H <sup>2</sup> o D | 1  | 2   | 1              | 2,014  | 0,01%                                   |
| Tritio       | H <sup>3</sup> o T | 1  | 3   | 2              | 3,016  | Inestable                               |
| Carbono - 12 | C <sup>12</sup>    | 6  | 12  | 6              | 12     | 98,9%                                   |
| Carbono - 14 | C <sup>14</sup>    | 6  | 14  | 8              | 14     | 1,2 x 10 <sup>-10</sup> % (5.730 años)* |
| Uranio - 235 | U <sup>235</sup>   | 92 | 235 | 143            | 235,00 | 0,72% (7,13 x 10 <sup>8</sup> años)*    |
| Uranio - 238 | U <sup>238</sup>   | 92 | 238 | 146            | 238,05 | 99,27% (4,49 x 10 <sup>9</sup> años)*   |

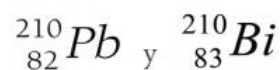
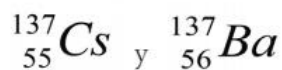
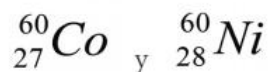
- La estabilidad de un isótopo es cuantificada por su vida media.
- **uma = 1,66056 x 10<sup>-24</sup> gramos**

### Por ejemplo:

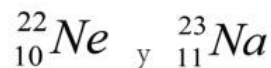
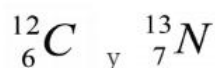
En el caso del hidrógeno se tienen tres isótopos. El **hidrógeno** común posee sólo un protón en el núcleo, el **deuterio** posee un protón y un neutrón y el **tritio** con un protón y dos neutrones; los dos primeros se encuentran en la naturaleza y el tercero puede ser creado artificialmente. Los demás elementos químicos poseen un mayor número de isótopos.



**Isóbaros:** Son aquellos nucleidos que tienen igual número másico (A) pero difieren en el número atómico (Z). Estos elementos químicos difieren en el número de protones y neutrones que tienen en el núcleo, pero la suma de nucleones es igual. **Por ejemplo:**



**Isótonos:** Son aquellos nucleidos que tienen que tienen igual número de neutrones (n<sup>o</sup>) pero difieren en el número másico (A), por lo tanto tienen diferente número de protones, representando elementos químicos distintos. **Por ejemplo:**



**Isoelectrónicos:** Son aquellos iones o átomos e iones que poseen el mismo número de electrones, y por lo tanto, la misma configuración electrónica del estado basal. Por ejemplo los siguientes grupos de iones:



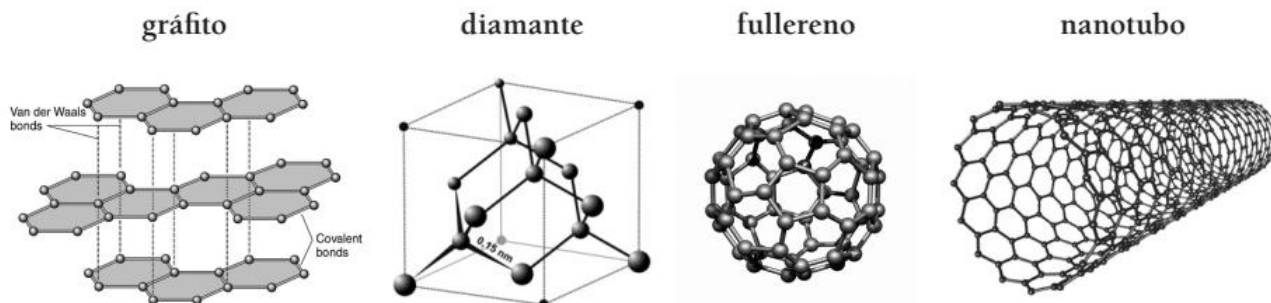
## I.B. ¿Cómo diferenciamos entre átomos, elementos, moléculas y compuestos?

**Átomo:** unidad fundamental de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos. Puede intervenir en una combinación química. Se conocen más de 118 tipos de átomos y se encuentran clasificados en la Tabla Periódica de los Elementos. Por ejemplo: Sodio (Na), Oxígeno (O) y Níquel (Ni).

**Elemento:** es una sustancia formada por un único tipo de átomos (poseen el mismo número de protones en su núcleo) que no puede separarse o descomponerse en otras sustancias más sencillas por reacciones químicas. Por ejemplo: Sodio (Na), Azufre ( $\text{S}_8$ ), Fósforo ( $\text{P}_4$ ).

**Molécula:** parte más pequeña de una sustancia que puede existir en forma libre y que mantiene las propiedades químicas específicas de esa sustancia. Contiene al menos dos átomos iguales o distintos, que se mantienen unidos por enlaces covalentes. Por ejemplo: agua  $\text{H}_2\text{O}$ , ozono  $\text{O}_3$  y oxígeno  $\text{O}_2$ .

**Variedad alotrópica:** cuando un mismo elemento puede unirse entre sí formando diversas moléculas simples con propiedades diferentes. Por ejemplo, ozono  $\text{O}_3$  y oxígeno  $\text{O}_2$ , para el carbono tenemos: grafito, diamante y fullereno.



**Compuesto:** Sustancia constituida por átomos de dos o más elementos distintos, unidos químicamente en proporciones fijas. Tiene una fórmula química. Los elementos de un compuesto no se pueden separar por procesos físicos (decantación, filtración, destilación, etcétera), sino sólo mediante procesos químicos. Ejemplos:  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{NaOH}$ , etc.

Distintos compuestos tienen distintas propiedades físicas y químicas. Las mezclas tienen propiedades relacionadas con las propiedades de sus elementos, moléculas o compuestos constituyentes.

## I.C. El concepto del método científico

El “modus operandi” de la ciencia que llamamos “método científico” comprende:

1. Acumulación de hechos.
2. Generalización de los hechos en leyes.
3. Formulación de hipótesis y teorías para explicar los hechos y las leyes.
4. Comparación de los resultados experimentales con las hipótesis y teorías.
5. Predicción de nuevos hechos.

Es en realidad este último aspecto el que da lugar al avance continuo en nuestro conocimiento y al progreso de la ciencia para el beneficio de la humanidad.

## Teoría atómica

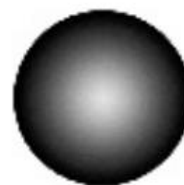


**1803: John Dalton** (1766-1844), científico inglés conocido como el padre de la teoría atómica moderna, en 1803 retoma en forma perfeccionada la idea de Demócrito. Enunció la primera teoría atómica que posee cuatro postulados elementales.

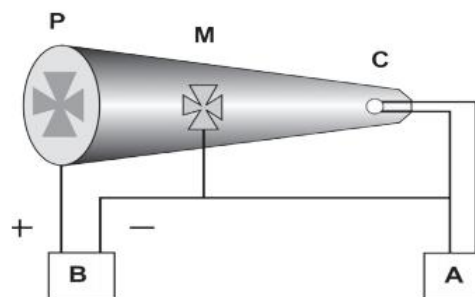
### Postulados básicos de la teoría atómica de Dalton

- La materia está compuesta de partículas indivisibles llamadas átomos.
- Los átomos son indestructibles e inalterables. Las reacciones químicas incluyen la combinación de átomos, no la destrucción de los mismos.
- Todos los átomos de un elemento son idénticos. Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes propiedades. (Dalton caracterizó los elementos de acuerdo a su masa atómica. Sin embargo, esto cambió cuando fueron descubiertos los isótopos de los elementos).
- La combinación de átomos de diferentes elementos forman compuestos. Si los elementos reaccionan para formar compuestos, reaccionan en proporciones definidas y numéricamente enteras.

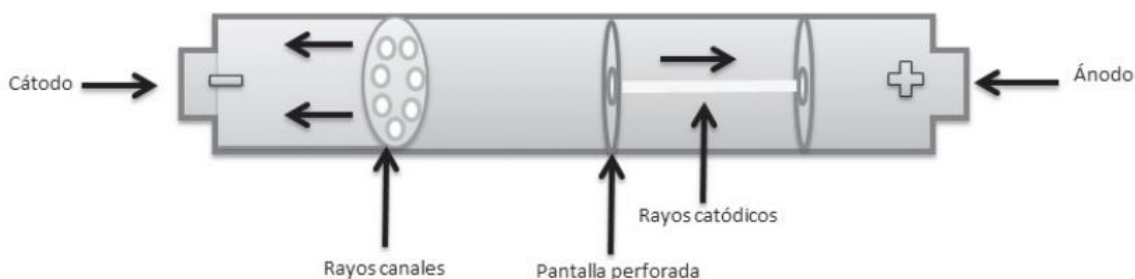
En 1808 describe el **daltonismo**, error genético que impide identificar colores como el rojo y el verde, y que él y su hermano lo padecían.



**1832-1919: Williams Crookes** experimenta con un tubo de vidrio al vacío en el cual uno de sus extremos tiene una pantalla fluorescente y en el interior del tubo introdujo dos electrodos conectados a una batería. Observó que cuando se conectan los dos electrodos a la batería, se desprende un haz luminoso, concluyendo que los átomos provenientes de la fuente de poder, se descomponían en un flujo de partículas negativas, al cual llamó **rayos catódicos**, por provenir del electrodo negativo llamado cátodo.



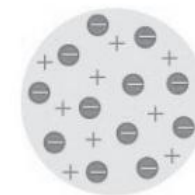
**1886: Eugene Goldstein** descubre los rayos canales en los tubos de descarga. A estas partículas positivas se les dio el nombre de protón.



**1904: J.J. Thomson (1856-1940)** observó que al introducir dos imanes en el interior del tubo y al conectar los electrodos a la fuente de poder, los rayos catódicos se descomponían en tres partículas con carga diferente, unas eran atraídas por el campo magnético positivo del imán y se les denominó electrones, otros eran atraídos por el polo negativo, Goldstein les denominó **rayos canales** y había unas partículas que no sufrían desviación.



Thomson demostró que los rayos catódicos estaban constituidos por cargas eléctricas negativas, que los rayos catódicos no dependen de los materiales que constituyen los electrodos ni del gas que contenga el tubo, y que, debido a esto, eran constituyentes de todos los átomos. Posteriormente introduce una rueda de paletas de metal delgado, y observó que el haz luminoso al chocar con ella provoca movimiento e incandescencia, comprobando que las partículas presentan masa.

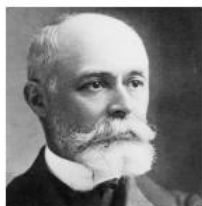


Así imaginó un átomo con cargas negativas dispersas (electrones) entre un número igual de cargas positivas (protones), semejando a un budín con pasas.

**1868-1953: Andrews Millikan** encontró el valor de la carga del electrón,  $1,6022 \cdot 10^{-19}$  coulomb.

**1895: Wilhelm Röntgen**, físico alemán, descubre los rayos X. Los rayos X son una radiación electromagnética, que surge de fenómenos extranucleares, a nivel de la órbita electrónica, fundamentalmente producidos que desaceleración de electrones.

## Descubrimiento de la Radiactividad



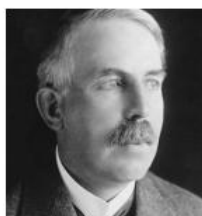
En 1895, **Henri Becquerel** revolvió sulfato potásico de uranio, en papel negro y lo puso sobre una placa fotográfica, descubriendo que el cuerpo producía una débil impresión en la gelatina de la placa. Becquerel repitió el experimento y comprobó que el efecto observado era independiente de la **fosforescencia**, y que las sales de uranio almacenadas en la oscuridad durante mucho tiempo conservaban sus propiedades.



Marie y Pierre Curie se interesaron en las misteriosas radiaciones de Becquerel.

**Marie Curie** la llamó **Radiactividad**, ya que tenía su origen en las radiaciones atómicas. Era una radiación que provocaba la formación de iones, es decir, ionizante. Constató que la intensidad de la radiación era proporcional a la cantidad de uranio estudiada e independiente de las condiciones de observación.

En 1900, el inglés **Rutherford** constata que los cuerpos que se han vuelto radiactivos se comportan como si estuvieran recubiertos de una delgada capa de radiactividad.



1911: **Ernest Rutherford** (1871-1937) y sus colaboradores descubren el núcleo atómico.

El experimento consistía en bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (positivas), procedentes de un material radiactivo y a gran velocidad. Para observar el lugar de choque de la partícula colocaron, detrás y a los lados de la lámina metálica, una pantalla fosforescente.

|   |  |  |
|---|--|--|
|   |  |  |
| <b>1</b>  | <b>2</b>   | <b>3</b>   |
| <p>Los resultados fueron sorprendentes.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• la mayoría de las partículas alfa (<math>\alpha</math>) atravesaban la lámina de oro.</li> <li>• algunas partículas eran desviadas (1 de 1.000.000).</li> <li>• solo una pequeña fracción de las partículas era fuertemente repelida por la lámina de oro e invertía su trayectoria</li> </ul> | <p>El resultado esperado de acuerdo al modelo de Thomson era que las partículas alfa atravesasen la fina lámina sin apenas desviarse ya que tienen carga eléctrica positiva, y serían atraídas por las cargas negativas y repelidas por las cargas positivas. Como el modelo de Thomson no pudo explicar los resultados del experimento, Rutherford postula un nuevo modelo.</p> | <p>Rutherford concluyó que:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• el átomo está formado por un núcleo positivo, donde se concentra la mayor parte de la masa de un átomo.</li> <li>• el resto es espacio vacío donde se encuentran los electrones girando en órbitas elípticas alrededor del núcleo.</li> </ul> |

## I.D. Camino al modelo mecano cuántico del átomo

**1900: Teoría de Planck:** La energía emitida o captada por un cuerpo en forma de radiación electromagnética es siempre un múltiplo de la constante  $h$  (constante de Planck) por la frecuencia  $V$  de la radiación.

$$h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ [ J } \cdot \text{ s ]}, \text{ constante de Planck}$$

$$V = \text{frecuencia de la radiación}$$



Al producto  $h \cdot V$  le llamó **cuanto de energía**. Que un cuanto sea más energético que otro dependerá de su frecuencia.

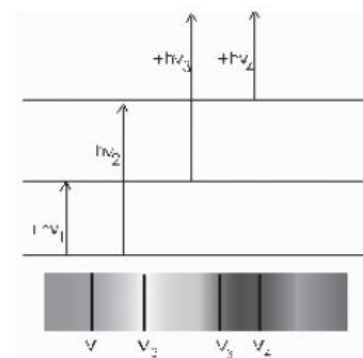
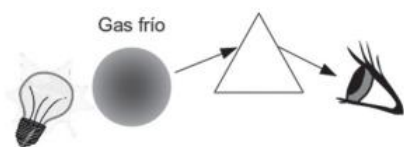
## I.E. Espectros ópticos

Cuando a un átomo se le suministra energía externa, este es excitado, algún electrón absorbe dicha energía pasando de un **nivel energético fundamental** a niveles de energía superior. Según Planck, la absorción de energía está cuantizada y la diferencia de energía entre ambos niveles será  $h\nu$ . El electrón absorbe solo una radiación de frecuencia  $\nu$  y será mayor cuanto mayor sea el “salto” del electrón.

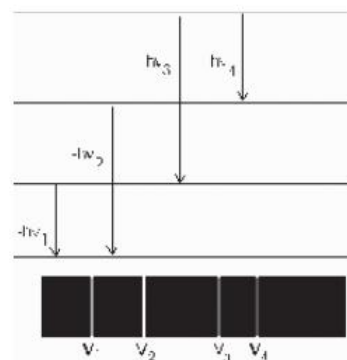
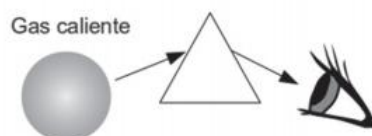
Como el átomo excitado es inestable, en un tiempo brevísimo del orden de  $10^{-8}$  s, los electrones desplazados vuelven a ocupar su nivel energético fundamental, emitiendo una energía de la misma frecuencia  $h\nu$  que absorbió anteriormente.

Los espectros pueden ser de absorción o emisión. A su vez ambos se clasifican en continuos y discontinuos:

**Espectros de absorción:** Son los espectros resultantes de intercalar una determinada sustancia entre una fuente de luz y un prisma. Así, en el espectro de absorción aparecerá una banda continua de luz visible con algunas rayas negras que corresponderán a aquellas frecuencias determinadas que los electrones han captado para pasar de un nivel a otro más energético.



**Espectros de emisión:** Son aquellos que se obtienen al descomponer las radiaciones emitidas por un cuerpo previamente excitado. Así, el espectro de emisión del elemento estará formado por líneas definidas, situadas en la misma longitud de onda que el espectro de absorción, separadas por zonas oscuras.



Se cumple así la llamada **Ley de Kirchhoff**, que dice: “Todo cuerpo absorbe las mismas radiaciones que es capaz de emitir”.

### I.E.1. ¿A qué corresponde el color de la llama al excitar un átomo?

Al darle calor a un átomo, excitamos sus electrones, pasando a un nivel superior, y cuando éstos regresan a su estado original emiten energía con una determinada longitud de onda en el rango visible: 380 nm – 700 nm. El color que observamos es parte del espectro de emisión que el ojo puede percibir.

*“Es un hecho experimental que cada elemento químico tiene su propio espectro atómico característico”.*

Cada elemento tiene su propio espectro debido a que los diferentes colores o longitudes de onda de los cuantos de luz emitidos o absorbidos por un átomo o molécula dependen de la estructura de éstos y de los posibles movimientos periódicos de las partículas que los componen. Estos dos factores determinan la energía total (potencial y cinética) del átomo o molécula.

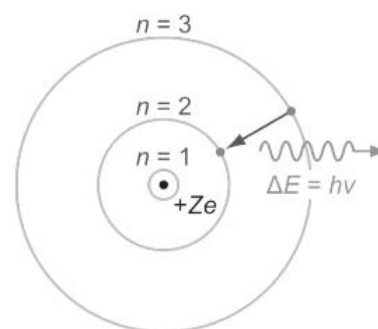
| Cloruros     | Fórmula                        | Color de la llama | Línea característica |
|--------------|--------------------------------|-------------------|----------------------|
| Sodio        | NaCl                           | Amarillo naranja  | 5.890 Å              |
| Potasio      | KCl                            | Violeta           | 4.044 Å              |
| Litio        | LiCl                           | Carmesí           | 6.708 Å              |
| Calcio       | CaCl <sub>2</sub>              | Rojo anaranjado   | 6.060 Å              |
| Estroncio    | SrCl <sub>2</sub>              | Rojo              | 6.780 Å              |
| Bario        | BaCl <sub>2</sub>              | Verde amarillento | 5.535 Å              |
| Cobre        | CuCl <sub>2</sub>              | Verde azul        | 5.692 Å              |
| Ácido bórico | H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> | Verde             |                      |

**1913: Niels Bohr** se basó en la teoría cuántica del físico alemán Max Planck y señaló que los electrones giran alrededor del núcleo en orbitas circulares, y para mantenerse en una órbita dada, debe conservar la energía constante.

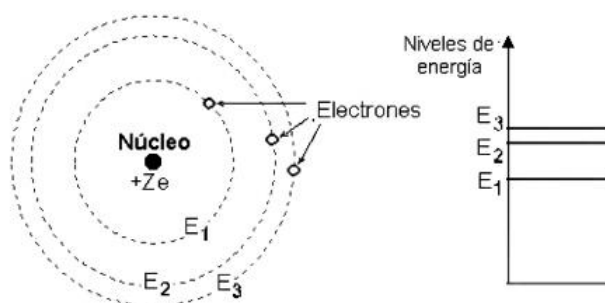


Este modelo se fundamenta en los siguientes postulados:

- Los electrones en los átomos están localizados en **órbitas o niveles de energía**, alrededor del núcleo.
- Los electrones en las órbitas más cercanas al núcleo tienen menor energía que aquellos ubicados en órbitas más alejadas del núcleo.
- Cualquier electrón en un átomo puede tener sólo ciertos valores de energía permitidos. Esta energía determina qué órbita ocupa el electrón.



## I.F. Modelo mecano cuántico del átomo



### Dualidad Onda-Corpúsculo

1923: **Louis de Broglie** estableció la dualidad onda-corpúsculo de la luz. El fotón puede ser considerado como un corpúsculo que parte del cuerpo luminoso y que en su rápido movimiento origina una onda electromagnética. Del mismo modo que el electrón transporta su campo eléctrico, cada cuanto de radiación transporta consigo un fenómeno periódico que se extiende por el espacio.



### Principio de Incertidumbre

El Principio de Indeterminación de Werner Heisenberg dice que la interacción entre los aparatos de medida y los objetos de la medición hacen imposible determinar simultáneamente y con precisión la posición y la velocidad del electrón.



1926: **Schrödinger**, basándose en la idea de órbitas permitidas de Bohr, desarrolla la ecuación matemática que describe a los electrones.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

Segunda derivada con respecto a x      Función de onda de Schrödinger

Posición      Energía      Energía potencial

$\Psi$ : función de onda  
 $m$ : masa del electrón  
 $h$ : constante de Planck  
 $E$ : energía del electrón (dependen de sus coordenadas  $x, y, z$ )  
 $V$ : energía potencial del electrón (dependen de sus coordenadas  $x, y, z$ )

### El átomo cuántico

Nube de electrones  
 Núcleo

Esta ecuación matemática permite explicar el comportamiento de onda del electrón. Se obtienen 3 valores matemáticos ( $n, l$  y  $m$ ) que describen al electrón y la zona más probable donde encontrarlos. Cambia el concepto de órbita por orbital.

Considerar una onda asociada al electrón explicaría la razón de ser de los orbitales que Bohr estableció como postulado, cuya circunferencia sería un múltiplo de la longitud de onda de los electrones. Las órbitas electrónicas quedan sustituidas por zonas del espacio en la que existe el 99% de probabilidad de encontrar al electrón, a la que llamamos orbitales.



La **teoría cuántica** desarrollada por **Schrödinger** y avances tecnológicos, como el **microscopio atómico**, ha permitido conocer con mayor detalle las propiedades físicas y químicas de los átomos.

### I.F.1. Características de los números cuánticos

El **orbital** es una región del espacio en la que hay una máxima probabilidad de encontrar al electrón. Así se caracteriza un electrón mediante cuatro **números cuánticos**:

|          |                              |
|----------|------------------------------|
| <b>n</b> | <b>Principal</b>             |
| <b>l</b> | <b>Secundario o azimutal</b> |
| <b>m</b> | <b>Magnético</b>             |
| <b>s</b> | <b>Spin</b>                  |

- **Número cuántico principal (n).** Determina el tamaño del orbital y la energía del electrón. Puede tomar los valores:  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$  (o en letras: K, L, M, N, ...). Define el número de capas. Mientras mayor sea este número más alejados están los electrones del núcleo y mayor energía tienen. Por lo tanto, son estos últimos electrones los que son compartidos al formar enlaces.
- **Número secundario o azimutal (l).** Los estudios espectrales indican que un nivel de energía está constituido por varios subniveles energéticos agrupados. Por lo tanto l identifica los subniveles y la forma del orbital. Puede tomar los valores:

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1 \text{ (o en letras: s, p, d, f, \dots)}$$

Es decir:

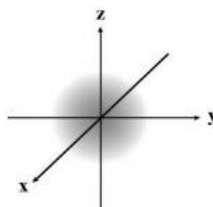
|          |          |          |          |          |
|----------|----------|----------|----------|----------|
| <b>0</b> | <b>1</b> | <b>2</b> | <b>3</b> | <b>4</b> |
| <b>s</b> | <b>p</b> | <b>d</b> | <b>f</b> | <b>g</b> |

- **El número cuántico magnético** determina las posibles orientaciones de los subniveles (orbitales) y toma valores que van desde  $-l$  a  $+l$ .

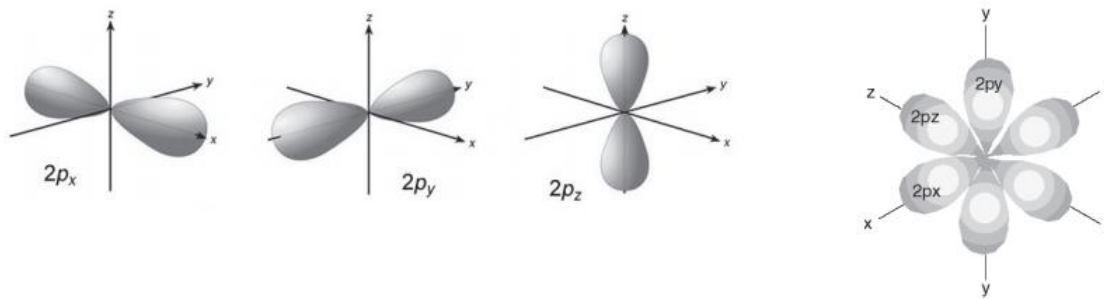
Es decir:

| Valor de l | Valores de m |    |    |   |    |    |    |
|------------|--------------|----|----|---|----|----|----|
| orbital 0  |              |    |    | 0 |    |    |    |
| orbital 1  |              |    | -1 | 0 | +1 |    |    |
| orbital 2  |              | -2 | -1 | 0 | +1 | +2 |    |
| orbital 3  | -3           | -2 | -1 | 0 | +1 | +2 | +3 |

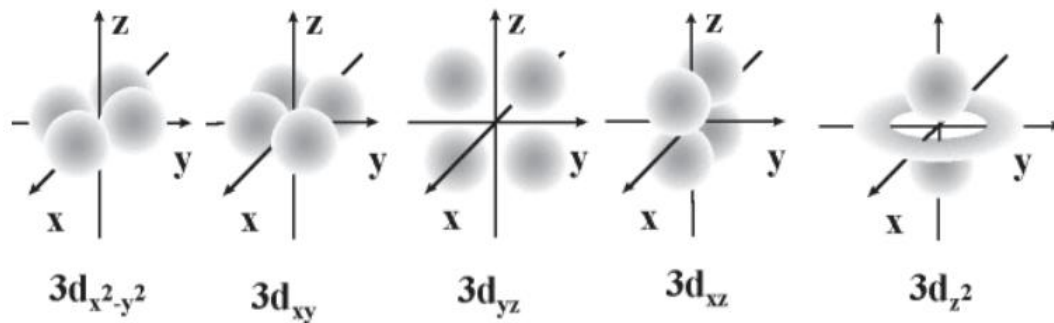
El orbital 0 o s es una esfera alrededor del núcleo.



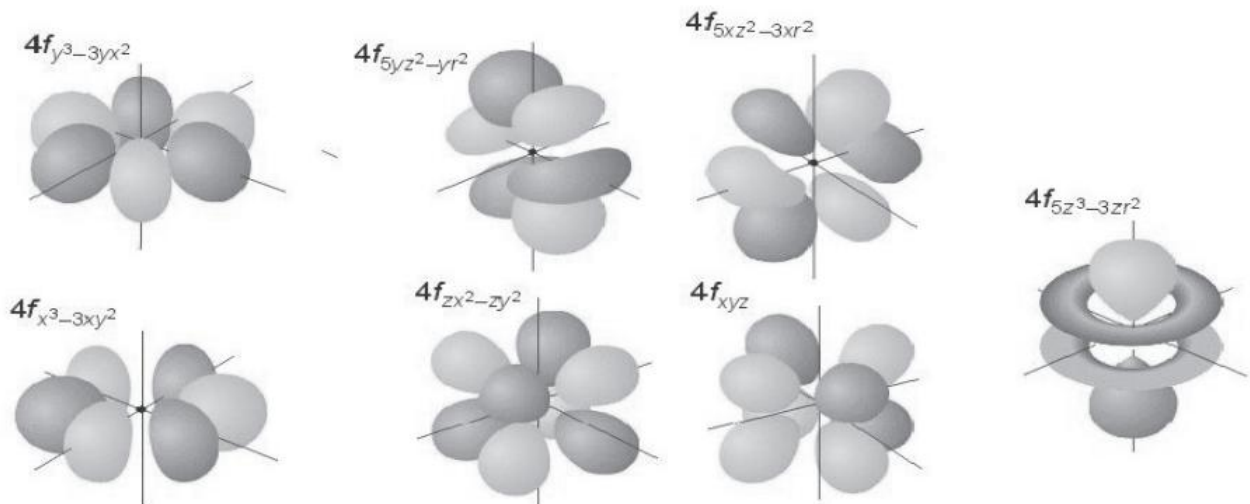
La forma del orbital **l** o **p** es bilobular con orientación en los tres ejes espaciales.



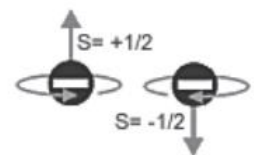
Los orbitales **2** o **d** son multilobulares exceptuando el  $3d_z^2$ . Todos tienen la misma energía.



Los orbitales **3** o **f** son siete.



• **Número cuántico de Spin o giro (ms o s):** Experimentalmente se han encontrado dos componentes magnéticos asociados al electrón, es decir presenta un dipolo magnético. El sur del dipolo apunta hacia arriba ( $+1/2$ ) y el norte del dipolo hacia abajo ( $-1/2$ ). Así se evita la repulsión natural de dos cargas negativas, ya que cargas magnéticas opuestas se atraen.



**Cuadro resumen de los cuatro números cuánticos:**

| Tipo                   | Símbolo | Característica                                     | Valores probables   |
|------------------------|---------|--|---------------------|
| Nº cuántico principal  | n       | Tamaño de la nube electrónica                      | 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 |
| Nº cuántico secundario | l       | Forma de la nube electrónica                       | 0 hasta (n-1)       |
| Nº cuántico magnético  | m       | Orientación de la nube frente a un campo magnético | -l a +l             |
| Nº cuántico de Spin    | s       | Dirección de giro del electrón sobre su eje        | +1/2 y -1/2         |

**I.G. Configuración electrónica**

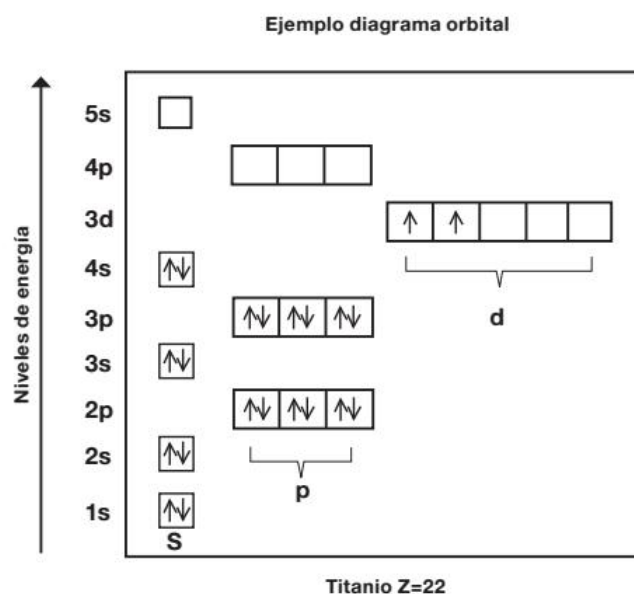
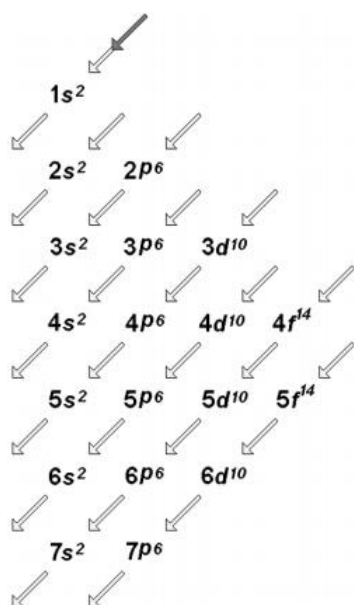
Se entiende por configuración electrónica a la distribución más estable de los electrones en torno al núcleo. Para distribuir los electrones en los distintos niveles de energía tenemos en cuenta los siguientes principios y reglas:

- **Principio de relleno de Aufbau.** Los electrones entran en el átomo en los distintos niveles de energía, ocupando primero los de menor energía.
- **Principio de exclusión de Pauli.** No pueden existir dentro de un átomo dos electrones con sus 4 números cuánticos iguales. La consecuencia de esto es que en un orbital sólo puede haber 2 electrones con spines diferentes.
- **Principio de máxima multiplicidad de Hund.** Un segundo electrón no entra en un orbital que esté ocupado por otro mientras que haya otro orbital de la misma energía desocupado (o sea, iguales valores de n y l).

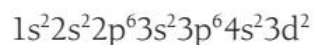
En cada orbital sólo caben 2 electrones. Por tanto, la capacidad de los distintos subniveles es:

| Subnivel | Nº de orbitales                | Electrones por orbital | Total de electrones por subnivel |
|----------|--------------------------------|------------------------|----------------------------------|
| 0, s     | 1 (l = 0)                      | 2                      | 2                                |
| 1, p     | 3 (l = -1, 0, +1)              | 2                      | 6                                |
| 2, d     | 5 (l = -2, -1, 0, 1, 2)        | 2                      | 10                               |
| 3, f     | 7 (l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3) | 2                      | 14                               |

Para determinar el orden de energía de los orbitales se puede usar el diagrama de Moeller.



La configuración electrónica se escribe en el siguiente orden:



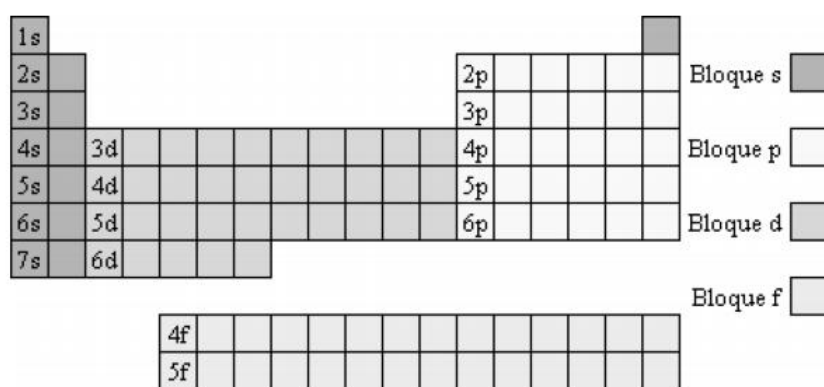
Esto corresponde a la configuración electrónica extendida. La forma resumida incorpora al gas noble anterior más lo que falte por llenar del nivel.

Nosotros, en este curso, utilizaremos la configuración electrónica asociada a la tabla periódica.

| Período en la tabla periódica | Nº máx. de e por período | Cant. de e al avanzar en el llenado de los periodos | Nº atómico (z) de los gases nobles | Símbolo del gas noble | Configuración electrónica del gas noble o período completo |
|-------------------------------|--------------------------|---|------------------------------------|-----------------------|--|
| 1                             | 2                        | 2   | 2                                  | He                    | $1s^2$   |
| 2                             | 8                        | 10  | 10                                 | Ne                    | $[\text{He}]2s^2 2p^6$                                     |
| 3                             | 8                        | 18  | 18                                 | Ar                    | $[\text{Ne}]3s^2 3p^6$                                     |
| 4                             | 18                       | 36  | 36                                 | Kr                    | $[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^6$                             |
| 5                             | 18                       | 54  | 54                                 | Xe                    | $[\text{Kr}]5s^2 4d^{10} 5p^6$                             |
| 6                             | 32                       | 86  | 86                                 | Rn                    | $[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$                     |
| 7                             | 32                       | 118   |                                    |                       |  |

Esquema de la Configuración electrónica agrupando los orbitales en columnas.

| Periodo |        |           |           |        | Cantidad de electrones por periodo |
|---------|--------|-----------|-----------|--------|------------------------------------|
| 1       | $1s^2$ |           |           |        | 2                                  |
| 2       | $2s^2$ |           |           | $2p^6$ | 8                                  |
| 3       | $3s^2$ |           |           | $3p^6$ | 8                                  |
| 4       | $4s^2$ |           | $3d^{10}$ | $4p^6$ | 18                                 |
| 5       | $5s^2$ |           | $4d^{10}$ | $5p^6$ | 18                                 |
| 6       | $6s^2$ | $4f^{14}$ | $5d^{10}$ | $6p^6$ | 32                                 |
| 7       | $7s^2$ | $5f^{14}$ | $6d^{10}$ | $7p^6$ | 32                                 |



Los elementos pueden agruparse en bloques, de acuerdo a la ubicación de los electrones en los orbitales de los subniveles del último nivel de energía.

### Ejemplos 1

- A) Para  $Z = 26$  Configuración **extendida** es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ .  
Configuración **resumida** es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ .
- B) Para  $Z = 35$  Configuración **extendida** es  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ .  
Configuración **resumida** es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$ .

### Ejemplo 2

- A) Determinar los 4 números cuánticos del último electrón del  $Z = 26$ .  
El elemento 26 es Hierro y su configuración electrónica resumida es  $[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$ .  
Como el último orbital es  $3d^6$ , esto corresponde a 3, 2, -2, -1/2.
- B) Determinar los 4 números cuánticos del último electrón del  $Z = 92$ .  
El elemento 92 es Uranio y su configuración electrónica resumida es  $[\text{Rn}] 7s^2 4f^4$ .  
Como el último orbital es  $4f^4$ , esto corresponde a 4, 3, 0, +1/2.

**Ejemplo 3**

A) Determinar  $Z$  para los siguientes números cuánticos: **3, 2, 0,  $-\frac{1}{2}$** .

Esto corresponde a nivel 3, forma 2 o d, d tiene 5 formas -2, -1, 0, 1 y 2. Si los electrones ingresan de -2 a +2 en sentido positivo, tenemos 5 electrones, luego ingresan en sentido negativo los electrones hasta la forma 0, en total 8 electrones. Por lo tanto,  **$3d^8$** .

Lo cual corresponde a la configuración resumida de  **$[Ar] 4s^2 3d^8$**  con  **$Z=28$** .

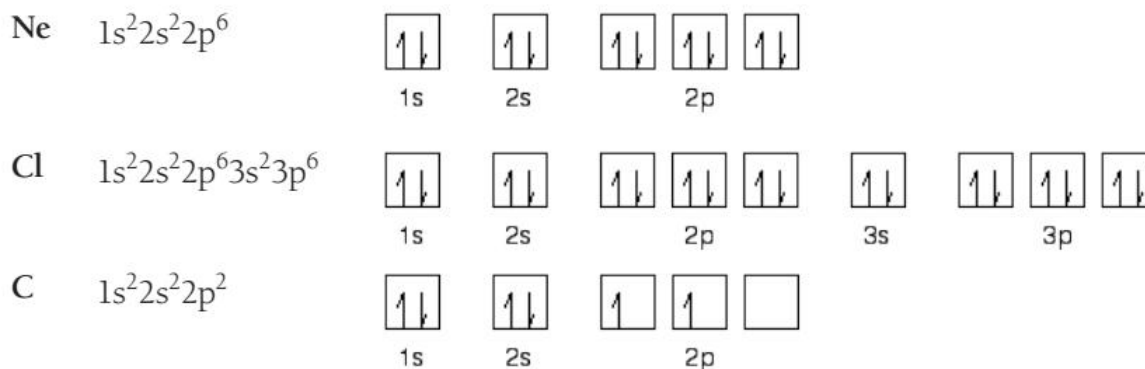
B) Si me dan los siguientes números cuánticos **4, 3, 2,  $+\frac{1}{2}$** , ¿a qué  $Z$  corresponde?

Al reproducir los números cuánticos llegamos a  **$4f^6$** , llevando esta información a la tabla de la configuración electrónica, se tiene  **$Z = 62$** , ya que si desarrollamos la configuración electrónica extendida:

**$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^6$**  o resumida  **$[Xe] 6s^2 4f^6$**  y contamos los electrones, y tenemos 62.

**Ejemplo 4**

Notaciones con flechas



**PREGUNTAS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE**

1. ¿Cuál de estos átomos es isótono del  ${}_{30}^{65}\text{Zn}$  ?
- A)  ${}_{48}^{96}\text{Cd}$
  - B)  ${}_{22}^{57}\text{Ti}$
  - C)  ${}_{29}^{66}\text{Cu}$
  - D)  ${}_{26}^{65}\text{Fe}$
  - E)  ${}_{28}^{62}\text{Ni}$
2. Si se conoce Z de un determinado átomo neutro, ¿cuál de los siguientes aspectos de éste se pueden derivar de dicha información?
- I) Cantidad de electrones.
  - II) Período.
  - III) Grupo.
  - IV) Número de protones.
- A) Sólo I.
  - B) Sólo II.
  - C) Sólo III.
  - D) Sólo IV.
  - E) Todos.
3. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones tiene(n) relación con el modelo atómico de Rutherford?
- I) En el núcleo se concentra la mayor parte de la masa del átomo.
  - II) Fue el primer modelo atómico nuclear propuesto.
  - III) Los electrones giran en órbitas circulares definidas.
- A) Sólo I.
  - B) Sólo II.
  - C) Sólo I y II.
  - D) Sólo I y III.
  - E) I, II y III.

4. A partir de la configuración electrónica



Podemos afirmar correctamente que:

- I) El átomo cuenta con 17 electrones.
- II) El número cuántico azimutal o secundario del electrón diferencial es 1.
- III) Se trata de la configuración electrónica de un catión.

- A) Solo I.
- B) Solo II.
- C) Solo III.
- D) Solo I y II.
- E) Solo II y III.

5. ¿Cuál de estos átomos es isóbaro del  ${}^{60}_{27}\text{Co}$  ?

- A)  ${}^{58}_{25}\text{Mn}$
- B)  ${}^{59}_{27}\text{Co}$
- C)  ${}^{59}_{26}\text{Fe}$
- D)  ${}^{61}_{28}\text{Ni}$
- E)  ${}^{60}_{29}\text{Cu}$

6. Respecto de los átomos es falso que:

- A) Su masa se concentra en el núcleo.
- B) Los electrones son de naturaleza dual: onda y partícula.
- C) Son indivisibles.
- D) Se identifican según la cantidad de protones en el núcleo.
- E) Sus electrones saltan de un nivel a otro superior absorbiendo energía.

7. ¿Cuál de estos átomos NO es isoelectrónico del gas noble  ${}_{18}\text{Ar}$  ?

- A)  ${}_{16}\text{S}^{2-}$
- B)  ${}_{17}\text{Cl}^{1-}$
- C)  ${}_{15}\text{P}^{3+}$
- D)  ${}_{19}\text{K}^{+}$
- E)  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$

8. ¿Cuál de estas parejas de átomos se clasifican como isótonos?
- A)  ${}_{18}\text{Ar}$  y  ${}_{17}\text{Cl}^{1+}$
- B)  ${}_{8}^{16}\text{O}$  y  ${}_{9}^{17}\text{F}$
- C)  ${}_{55}^{137}\text{Cs}$  y  ${}_{56}^{137}\text{Ba}$
- D)  $\text{C}$  y  ${}_{6}^{14}\text{C}$
- E)  ${}_{17}\text{Cl}^1$  y  ${}_{17}\text{Cl}^{3+}$
9. ¿Cuál es la masa atómica del siguiente átomo:  ${}_{7}^{14}\text{N}^{3+}$ ?
- A) 4.
- B) 7.
- C) 10.
- D) 14.
- E) No se puede determinar.
10. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es **falsa**?
- A) Los átomos neutros tienen igual número de protones y de electrones.
- B) La carga de los iones se refiere a la diferencia de protones y neutrones en un átomo.
- C) Los nucleones se encuentran en el núcleo de un átomo.
- D) Los electrones orbitan alrededor del núcleo.
- E) Los neutrones son protones unidos a electrones.
11. Respecto de la fosforescencia **no** corresponde afirmar que
- A) es un fenómeno físico.
- B) es generado por sustancias que absorben energía almacenándola, para emitirla posteriormente en forma de luz.
- C) es la energía absorbida por una sustancia que se libera lentamente.
- D) desaparece cuando desaparece el estímulo que la provoca.
- E) tiene aplicaciones en pinturas, manecillas de reloj y juguetes, por citar algunos ejemplos.
12. La configuración electrónica del siguiente ion  $X^{3-}$  es:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$   
El número atómico del elemento X es
- A) 31.
- B) 33.
- C) 36.
- D) 37.
- E) 39.

13. ¿Cuál es el experimento que más contribuyó al modelo atómico de Bohr?
- A) Los experimentos de Thomson y los rayos catódicos.
  - B) Las líneas espectrales de Planck.
  - C) El principio de incertidumbre de Heisenberg.
  - D) El tubo de Crookes.
  - E) Rutherford y modelo planetario.
14. Un átomo está excitado cuando
- A) emite fotones.
  - B) un electrón es desplazado a un nivel de mayor energía.
  - C) un electrón emite energía.
  - D) un núcleo emite rayos gamma.
  - E) ha perdido un electrón.
15. Los isótopos son átomos con
- A) igual número atómico, pero distinto número másico.
  - B) distinto número de electrones, pero igual número másico.
  - C) distinto número atómico, pero igual número de neutrones.
  - D) tendencias a generar iones positivos.
  - E) igual número másico, pero diferente número atómico.
16. Es un ejemplo de un cambio químico
- A) Sublimación del yodo de la povidona yodada.
  - B) Destilación del alcohol para producir vino.
  - C) Metabolismo del alcohol en el cuerpo.
  - D) Evaporación de la acetona después de pintarse las uñas.
  - E) Condensación del agua al formar lluvia.
17. Respecto de los modelos atómicos. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es **falsa**?
- A) Thomson propone a los átomos como un pastel de pasas.
  - B) Goldstein denomina Rayos canales a los posteriormente llamados protones.
  - C) Rutherford desarrolla el modelo planetario.
  - D) Thomson estudia los rayos catódicos, posteriormente llamados electrones.
  - E) Dalton descubre los neutrones.
18. ¿Cuál es el número atómico de un átomo neutro, cuyo último electrón tiene los siguientes números cuánticos: 5, 3, 2,  $-\frac{1}{2}$ ?
- A) 46.
  - B) 58.
  - C) 63.
  - D) 94.
  - E) 101.

19. La configuración general del grupo VIIB de la tabla periódica es:
- $d^5 ns^2$
  - $d^7 s^2$
  - $(n-1)s^2 nd^5$
  - $ns^2 (n-1)d^5$
  - $(n-1)d^7$
20. La(s) especie(s) que tiene(n) la misma configuración electrónica que el Neón ( $Z = 10$ ) es (son)
- I.  ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$       II.  ${}_{13}\text{Al}^{3+}$       III.  ${}_{17}\text{Cl}^{1-}$       IV.  ${}_{9}\text{F}^{1-}$
- Sólo I.
  - Sólo II.
  - II y IV.
  - I, III y IV.
  - II, III y IV.
21. ¿Qué información entrega el número cuántico  $m$ ?
- el nivel de energía.
  - la zona de probabilidad de encontrar el electrón.
  - las posibles orientaciones de los subniveles.
  - el sentido de giro del electrón.
  - la desviación del electrón.
22. Cuando  $\ell = 0$ , la forma de la nube electrónica es:
- bilobulada.
  - elíptica.
  - en roseta.
  - esférica.
  - no se puede determinar.
23. ¿Cuál de las siguientes configuraciones electrónicas es correcta para el Molibdeno ( $Z = 42$ )?
- $[\text{Ar}] 4s^2 4p^6 4f^6$
  - $[\text{Ar}] 3d^{10} 3f^{14}$
  - $[\text{Kr}] 5s^2 4d^4$
  - $[\text{Kr}] 4d^6$
  - $[\text{Kr}] 5s^2 4d^5$
24. El número cuántico magnético toma los valores:
- 1, 2, 3, 4, etc.
  - Que dependen de  $\ell$ .
  - 0, 1, 2, 3.
  - $-1/2$  y  $+1/2$ .
  - que dependen de  $n$ .

25. De los siguientes átomos de fósforo:  $^{32}\text{P}$  y  $^{35}\text{P}$ , es correcto que:

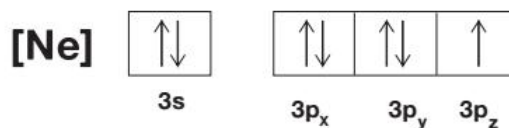
- I) Poseen igual número de protones.
- II) Difieren en su número de neutrones.
- III) Poseen igual número de electrones.

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) I y II.
- E) Todas son correctas.

26. Las partículas subatómicas cargadas negativamente son llamadas:

- A) electrones.
- B) iones.
- C) neutrones.
- D) quarks.
- E) anión.

27. La configuración electrónica



Corresponde al estado fundamental del átomo

- A) Azufre.
- B) Oxígeno.
- C) Bromo.
- D) Cloro.
- E) Fósforo.

28. El subnivel \_\_\_\_\_ tiene 3 formas de orbital

- A) s.
- B) p.
- C) d.
- D) f.
- E) g.

29. El número cuántico \_\_\_\_\_ se simboliza con la letra \_\_\_\_\_ y toma los valores 0, 1, 2, 3.

- A) Spin                      -  $m_s$
- B) Principal                -  $n$
- C) Magnético              -  $m_l$
- D) Azimutal                -  $l$
- E) Nivel de energía  $n$

30. Para un mismo elemento, es falso afirmar:

- A) El número másico es mayor o igual al número atómico.
- B) Posee igual número de electrones y protones.
- C) El número másico representa al número de electrones.
- D) Los electrones presentan cargas negativas.
- E) Los protones presentan cargas positivas.

31. El átomo neutro  ${}_{26}^{50}\text{X}$  indica que:

- I) Posee 26 electrones.
- II) Posee 26 protones.
- III) Posee 24 neutrones.

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) II y III.
- E) Todas son correctas.

32. ¿Cuál es la configuración electrónica de un elemento cuyo número atómico es 87?:

- A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^5$
- B)  $[\text{Xe}]6s^2 4f^{14} 5d^5$
- C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^1$
- D)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^1$
- E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^7$

33. ¿Cuál de estos valores no es utilizado en las orientaciones del orbital **d**?

- A) +3.
- B) 0.
- C) +1.
- D) +2.
- E) - 2.

# II. Tabla periódica

## II.A. Historia de la tabla periódica

El primero en hacer un tratado de química fue el francés **A. Lavoisier** (1794), quien logró ordenar y clasificar 33 elementos, aunque no todos eran verdaderos elementos. Sin embargo, muchos científicos se podrían mencionar entre los que intentaron darle un orden lógico a los elementos.

Las triadas de **Johann Wolfgang Döbereiner** (1827), fue uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos, según la similitud de las propiedades, relacionando sus masas atómicas.

| Triadas de Döbereiner |              |                  |  |                |                                       |
|-----------------------|--------------|------------------|--|----------------|---------------------------------------|
| <b>Litio</b>          | LiCl<br>LiOH | <b>Calcio</b>    | CaCl <sub>2</sub><br>CaSO <sub>4</sub> | <b>Azufre</b>  | H <sub>2</sub> S<br>SO <sub>2</sub>   |
| <b>Sodio</b>          | NaCl<br>NaOH | <b>Estroncio</b> | SrCl <sub>2</sub><br>SrSO <sub>4</sub> | <b>Selenio</b> | H <sub>2</sub> Se<br>SeO <sub>2</sub> |
| <b>Potasio</b>        | KCl<br>KOH   | <b>Bario</b>     | BaCl <sub>2</sub><br>BaSO <sub>4</sub> | <b>Telurio</b> | H <sub>2</sub> Te<br>TeO <sub>2</sub> |

Por ejemplo: la triada cloro, bromo y yodo, tienen masa atómica 36, 80 y 127 respectivamente. Si realizamos la suma de los extremos, es decir  $36 + 127$  y a su vez, la dividimos entre 2, el resultado es 81 (próximo a 80), que casualmente es el número atómico del elemento del medio, el bromo, hecho que hace que encaje perfectamente en el ordenamiento de la triada.

Las octavas de **Newlands** (1864). Dispone los elementos por orden creciente de masa atómica de forma que, después de siete elementos, el octavo tiene propiedades similares al primero (el noveno al segundo, etc.).

|           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| <b>H</b>  | <b>Li</b> | <b>Be</b> | <b>B</b>  | <b>C</b>  | <b>N</b>  | <b>O</b>  |
| <b>F</b>  | <b>Na</b> | <b>Mg</b> | <b>Al</b> | <b>Si</b> | <b>P</b>  | <b>S</b>  |
| <b>Cl</b> | <b>K</b>  | <b>Ca</b> | <b>Cr</b> | <b>Ti</b> | <b>Mn</b> | <b>Fe</b> |

*Octavas de Newlands*

El ruso **Dimitri Mendeleiev** (1868) relacionó las propiedades de los elementos de acuerdo a sus masas y ordenó 63 elementos de acuerdo al número creciente de sus masas atómicas dejando los espacios vacíos correspondientes a los elementos que aún no eran identificados. De esta manera, se anticipó a la existencia de 10 elementos, entre ellos galio, germanio y escandio (pudo predecir sus propiedades anticipadamente). Esto se conoce como ley periódica.

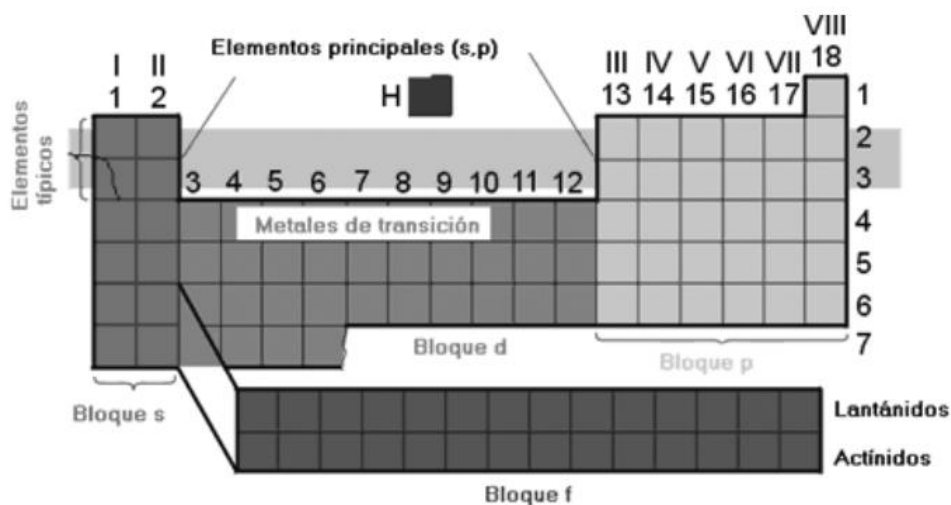
En 1869, el químico alemán **Lothar Meyer** pone en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico.

En 1912, **Van den Broek** propone que la mitad de la masa atómica corresponde a la carga nuclear del átomo y que la clasificación periódica se había de hacer en base a este dato.

Actualmente la tabla periódica (T.P.) esta ordenada de acuerdo a su número atómico ascendente. Trabajo desarrollado por el físico británico **Henry Moseley** (1912), que con un exhaustivo trabajo de rayos X, logró una ubicación más exacta de los elementos.

## II.B. La ley periódica

La Tabla Periódica agrupa los elementos en orden correlativo de sus números atómicos ( $Z$ ). Las líneas horizontales se conocen como períodos, tienen 7 períodos y los verticales como grupos, tiene 18 grupos.



Los grupos tienen la misma configuración electrónica para sus últimos electrones. Esta capa más externa de electrones se llama capa de valencia; y se caracterizan por contener los electrones reactivos.



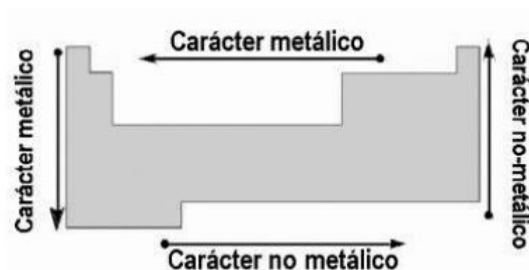
## II.D. Familias de la tabla periódica

Los elementos de la T.P. poseen ciertas propiedades químicas comunes, estas se deben al comportamiento que tienen los mismos electrones reactivos y distinguimos a los grupos en **metales**, **no metales**, **metalloides** y **gases nobles**.

### II.D.1. Los metales

Son la familia más numerosa de la tabla periódica, corresponde a los elementos situados a la izquierda y centro de la tabla. Se consideran los elementos de los grupos 1 al 12 (excepto el hidrógeno) y todos los que están ubicados en la diagonal por debajo a la izquierda de boro, silicio, arsénico, telurio y astato.

Son elementos generalmente sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, Hg), con brillo, buenos conductores de la electricidad y el calor, dúctiles (capaces de ser estirados en hilos) y maleables (capaces de ser estirados en láminas). Poseen baja tendencia a retener electrones (baja electronegatividad). Forman aleaciones fácilmente.



### II.D.2. Los no metales

Son el hidrógeno y los elementos que se ubican por encima de la diagonal a la derecha y arriba en la T.P. Al contrario de los metales, son muy frágiles y no pueden estirarse en hilos ni en láminas. Se encuentran en los tres estados de la materia a temperatura ambiente: son gases (ej. oxígeno), líquidos (ej. bromo) y sólidos (ej. carbono). No tienen brillo metálico, presentan elevada tendencia a retener electrones (alta electronegatividad). Generalmente apolares e insolubles en agua. Algunos elementos no metálicos se encuentran presentes en todos los seres vivos como el O, H, C, S, P y N, constituyendo moléculas y macromoléculas importantes para la vida, como las proteínas, los carbohidratos y lípidos.

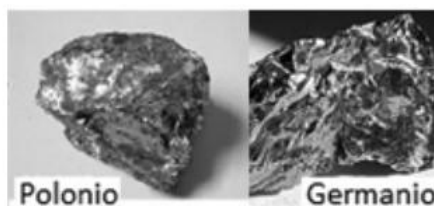
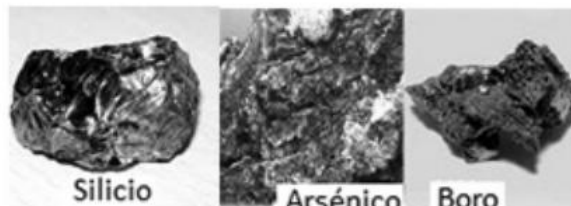
| Elementos     | Grupo de pertenencia |
|---------------|----------------------|
| H             | IA, 1                |
| B             | IIIA, 13             |
| C             | IVA, 14              |
| N y P         | VA, 15               |
| O y S         | VIA, 16              |
| F, Cl, Br y I | VIIA, 17             |



## II.D.4. Los metaloides

Elementos de apariencia externa de metal y comportamiento químico más parecido a los no metales, por ejemplo, son semiconductores en vez de conductores, como los metales. Estos elementos son: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At.

|                       |                              |                             |                           |    |
|-----------------------|------------------------------|-----------------------------|---------------------------|----|
| 13                    | 14                           | 15                          | 16                        | 17 |
| 5<br><b>B</b><br>Boro |                              |                             |                           |    |
|                       | 14<br><b>Si</b><br>Silicio   |                             |                           |    |
|                       | 32<br><b>Ge</b><br>Germanio  | 33<br><b>As</b><br>Arsénico |                           |    |
|                       | 51<br><b>Sb</b><br>Antimonio | 52<br><b>Te</b><br>Teluro   |                           |    |
|                       |                              | 84<br><b>Po</b><br>Polonio  | 85<br><b>At</b><br>Astato |    |



## II.D.3. Los gases nobles

Son monoatómicos, incoloros, inodoros e insípidos, muy poco reactivos. No inflamables. La atmósfera es la única fuente que contiene estos gases excepto el helio, que puede a veces extraerse de pozos de gas natural. En la atmósfera hay un 1% de gases nobles (principalmente argón (0,94%)). Se obtienen fácilmente por licuación fraccionada de aire.

|                                 |                                  |                                   |                                     |                                    |                                   |
|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|
| 2<br><b>He</b><br>4,00<br>Helio | 10<br><b>Ne</b><br>20,18<br>Neón | 18<br><b>Ar</b><br>39,95<br>Argón | 36<br><b>Kr</b><br>83,80<br>Criptón | 54<br><b>Xe</b><br>131,29<br>Xenón | 86<br><b>Rn</b><br>(222)<br>Radón |
|---------------------------------|----------------------------------|-----------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------|-----------------------------------|

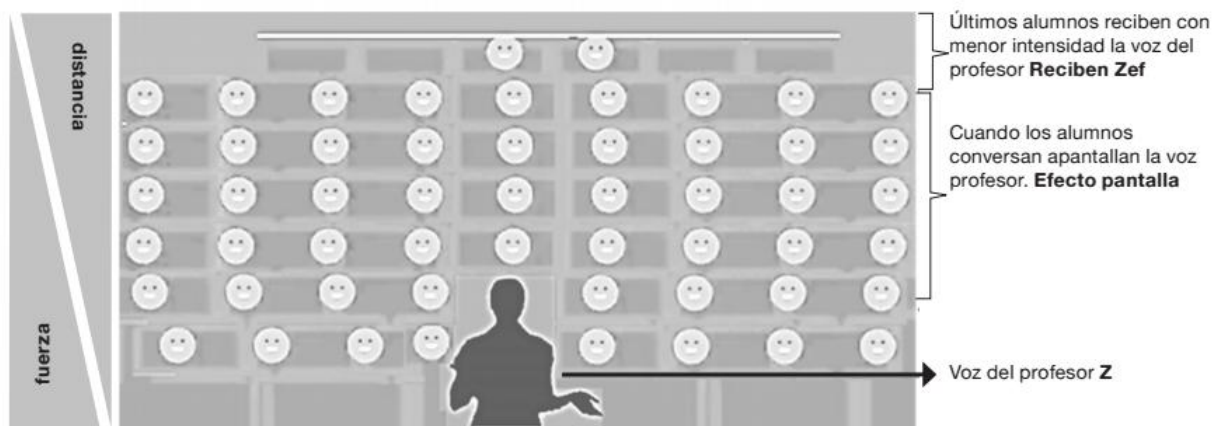
## II.E. Propiedades periódicas

Son las propiedades que varían de forma gradual al movemos en un determinado sentido en el sistema periódico. Para comprender la variación de estas propiedades, es necesario explicar el concepto de carga nuclear efectiva ( $Z_{ef}$ ).

La **carga nuclear efectiva** es la atracción real que ejerce el núcleo sobre el o los electrones del nivel más externo descontando el apantallamiento (repulsión) entre los electrones de los niveles más internos entre el núcleo y los electrones del último nivel de energía.

La carga nuclear efectiva ( $Z_{ef}$ ), se define como la diferencia entre el **número atómico** ( $Z$ ) (que representa a los protones, carga positiva), menos el número de electrones que conforman el apantallamiento ( $S$ ). Según fórmula:

$$Z_{ef} = Z - S$$

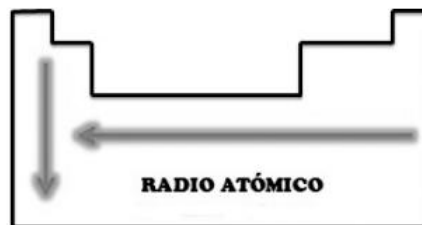


Una forma de ejemplificar este concepto sería pensar en los alumnos en una sala de clases frente a su profesor. Si pensamos que la voz del profesor corresponde al número de protones del núcleo y que tiene varias filas de alumnos frente a él, la intensidad de su voz se verá disminuida para los alumnos sentados en la última fila al fondo de la sala, por la interferencia que causa la conversación de los alumnos (apantallamiento) entre el profesor y los que están sentados en el fondo de la sala. La intensidad real de voz que los últimos alumnos reciben sería la carga nuclear efectiva.

### II.E.1. Volumen atómico (VA)

El tamaño de un átomo depende del entorno inmediato en el que se encuentre y de su interacción con los átomos vecinos.

El tamaño de los átomos es aproximado debido a la naturaleza difusa de la nube electrónica que rodea al núcleo y que varía según los factores ambientales. Las medidas se realizan en muestras de elementos puros, no combinados químicamente y los datos así obtenidos son los *tamaños relativos de los átomos*.

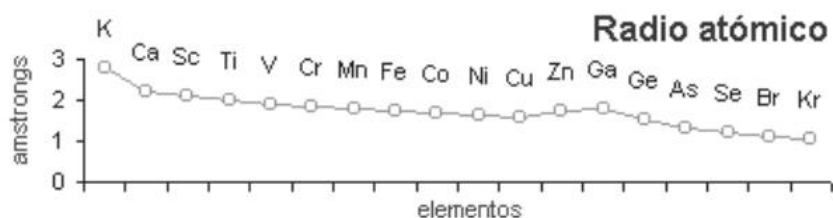


## Variación periódica del radio atómico

|          |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          |          |          |          |          |          |          |
|----------|----------|--|--|--|--|--|--|--|--|--|--|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|
| IA       |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | VIII A   |          |          |          |          |          |          |
| H<br>1   |          |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          |          |          |          |          |          | He<br>2  |
| Li<br>3  | Be<br>4  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | B<br>5   | C<br>6   | N<br>7   | O<br>8   | F<br>9   | Ne<br>10 |          |
| Na<br>11 | Mg<br>12 |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | Al<br>13 | Si<br>14 | P<br>15  | S<br>16  | Cl<br>17 | Ar<br>18 |          |
| 231      | 197      |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          | Ga<br>31 | Ge<br>32 | As<br>33 | Se<br>34 | Br<br>35 | Kr<br>36 |
| 244      | 215      |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          | In<br>49 | Sn<br>50 | Sb<br>51 | Te<br>52 | I<br>53  | Xe<br>54 |
| 262      | 217      |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          | Tl<br>81 | Pb<br>82 | Bi<br>83 | Po<br>84 | At<br>85 | Rn<br>86 |
| Fr<br>87 | Ra<br>88 |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |          |          |          |          |          |          |          |

**Aumenta hacia abajo en un grupo:** En cada nuevo periodo los electrones más externos ocupan niveles que están más alejados del núcleo, y el efecto de apantallamiento hace que la carga efectiva aumente muy lentamente de un período a otro.

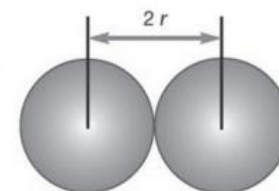
**Disminuye a lo largo de un periodo:** Los nuevos electrones se encuentran en el mismo nivel del átomo, y tan cerca del núcleo como los demás del mismo nivel. El aumento de la carga del núcleo atrae con más fuerza los electrones y el átomo es más compacto.

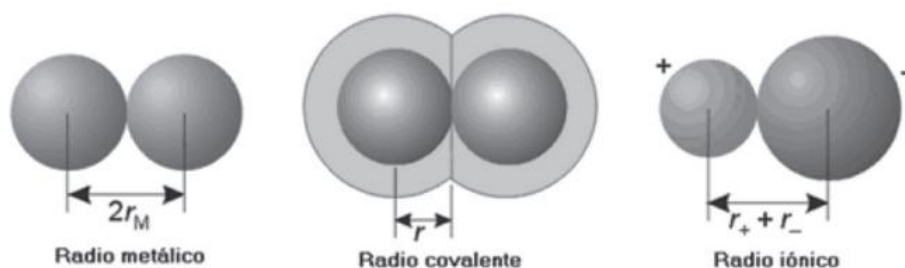


En los elementos de transición, tienen radios atómicos inferiores a los de los elementos de los grupos precedentes IA y IIA. Ya que los electrones se añaden a una capa interior, los volúmenes atómicos van disminuyendo hasta que llega un momento en el que hay tantos electrones en la nueva capa que los apantallamientos mutuos y las repulsiones se hacen importantes, observándose un crecimiento paulatino tras llegar a un mínimo.

Así, tenemos distintas instancias para medir el radio atómico:

El radio atómico de un elemento es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos. Se miden en angstroms, Å ( $10^{-10}$  m) y **nanómetros** (nm,  $10^{-9}$  m).





### II.E.2. Radio covalente (RC)

Se presenta en enlaces covalentes, aumenta en términos generales hacia abajo en un grupo, al aumentar  $Z$  y disminuye a lo largo de un periodo.

El tamaño de un átomo depende del entorno inmediato en el que se encuentre y de su interacción con los átomos vecinos.

**Radio covalente de los elementos (a)**

| Período 3  |            |            |            |           |           |            |            |
|------------|------------|------------|------------|-----------|-----------|------------|------------|
| I          | II         | III        | IV         | V         | VI        | VII        | 0          |
| Na<br>1.54 | Mg<br>1.36 | Al<br>1.18 | Si<br>1.11 | P<br>1.06 | S<br>1.02 | Cl<br>0.99 | Ar<br>0.98 |

Número atómico aumenta →

En un período, el radio atómico por lo general disminuye al aumentar el número atómico

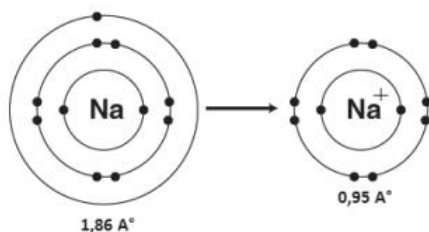
### II.E.3. Radio iónico (RI)

El radio iónico se mide en cationes y aniones.

El tamaño de un ion depende de:

- Su carga nuclear. Para átomos con la misma carga iónica, el tamaño aumenta al bajar por un grupo de la tabla periódica.
- El número de electrones que contiene.
- Los orbitales en los que residen los electrones de la capa exterior. Un aumento en el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta también el tamaño del ion así como el del átomo del que deriva.

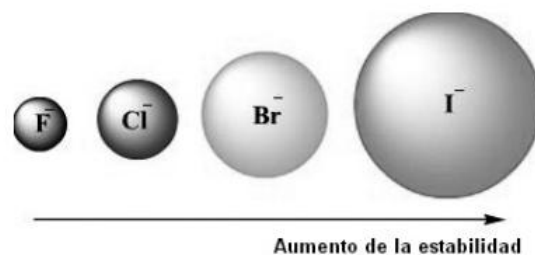
**El catión:** Los iones positivos sencillos son siempre más pequeños que los átomos de los que derivan y, al aumentar la carga positiva, su tamaño disminuye.



**Los aniones:** son iones sencillos cargados negativamente, siempre más grandes que los átomos de los que derivan.

El tamaño aumenta con el aumento de la carga negativa.

En la formación de cristales, la estructura y la estabilidad de estos sólidos iónicos dependen de manera crucial del tamaño de los iones, además, el tamaño iónico influye en las propiedades de los iones en disolución.



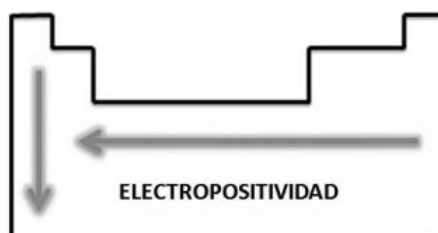
|  |   |  |
|--|---|--|
| <br>Li    Li <sup>+</sup><br>152 pm    60 pm | <br>Be    Be <sup>2+</sup><br>111 pm    31 pm | <br>F    F <sup>-</sup><br>64 pm    136 pm   |
| <br>Na    Na <sup>+</sup><br>186 pm    95 pm | <br>Mg    Mg <sup>2+</sup><br>160 pm    65 pm | <br>Cl    Cl <sup>-</sup><br>99 pm    181 pm |

El cuadro muestra el tamaño de distintos iones en relación con su átomo neutro:

Los radios iónicos, en general, aumentan al descender por un grupo y disminuyen a lo largo de un periodo. Los cationes son menores que los respectivos átomos neutros y los aniones son mayores.

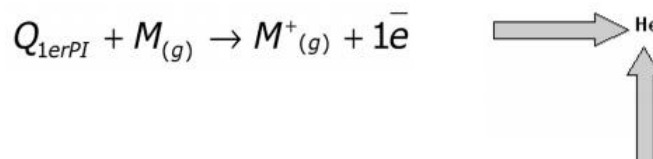
#### II.E.4. Electropositividad

La electropositividad es la tendencia de los elementos a ceder electrones y transformarse en cationes. Los elementos más electropositivos de la tabla periódica son los elementos del GIA, alcalinos. Siendo los tres elementos más electropositivos el cesio, el francio y el radio.

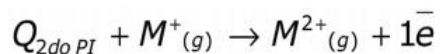


#### II.E.5. Potencial de ionización (PI)

**1<sup>er</sup> potencial de ionización.** Energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion monopositivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica.

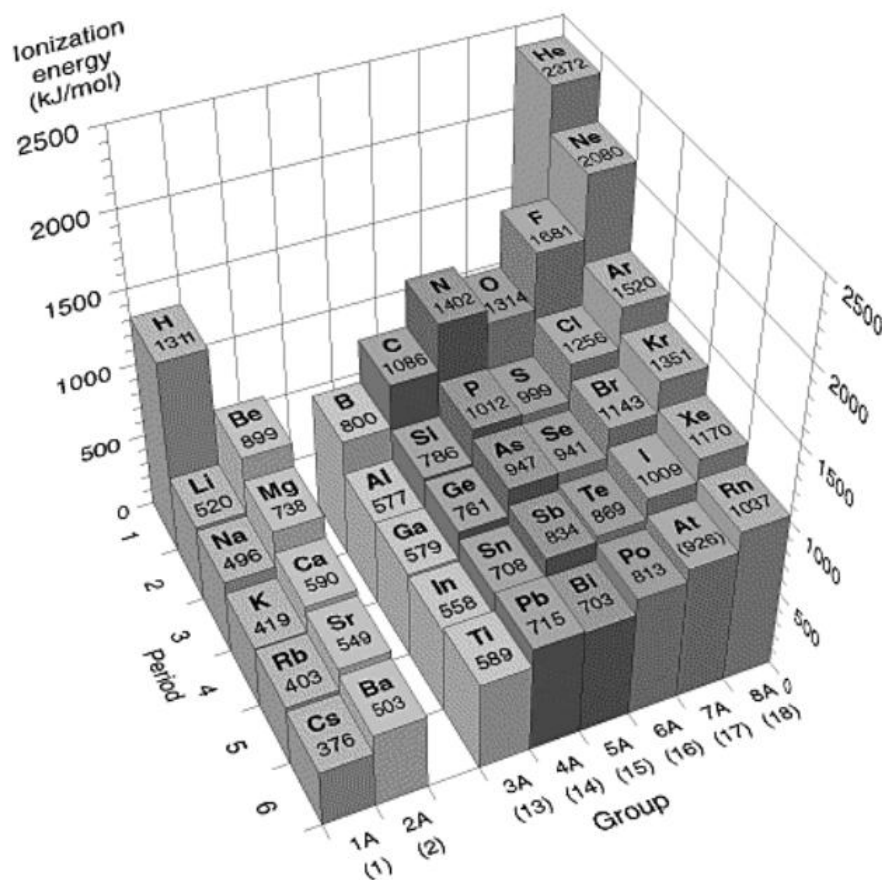


**2<sup>do</sup> potencial de ionización.** Energía necesaria para arrancar 1 electrón a un ión monopositivo gaseoso en estado fundamental y obtener un ión dipositivo en las mismas condiciones más un electrón sin energía cinética.



**La energía de ionización** para llegar a un ión determinado es la suma de los sucesivos potenciales de ionización.

- Las energías de ionización miden la fuerza con que el átomo retiene sus electrones. Energías pequeñas indican una fácil eliminación de electrones y, por consiguiente, una fácil formación de iones positivos (cationes).
- Los potenciales de ionización sucesivos para un mismo elemento crecen muy rápido, debido a la dificultad creciente para arrancar un electrón cuando existe una carga positiva que le atrae y menos cargas negativas que le repelan.



### La variación periódica del potencial de ionización es:

En un periodo tiende a aumentar al aumentar el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor.

Los gases nobles tienen las energías de ionización más elevadas. Estos gases son elementos muy estables y sólo los más pesados de ellos muestran alguna tendencia a unirse con elementos para dar compuestos.

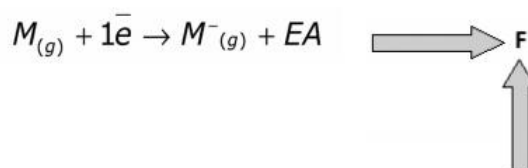
El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización nos permite predecir si un elemento formará un compuesto iónico o covalente.

| Energía a la ionización | Tendencia del elemento                  | Tipo de compuesto |
|-------------------------|---|-------------------|
| Baja                    | Perder electrones y dar iones positivos | Iónicos           |
| Elevada                 | Compartir electrones                    | Covalentes        |
| Muy elevada             | Ganar electrones y dar iones negativos  | Iónicos           |

En un grupo, hacia abajo, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá.

### II.E.6. Electroafinidad (EA)

Energía desprendida en un proceso en el que un determinado átomo neutro gaseoso en estado fundamental capta un electrón para generar un ión mononegativo gaseoso en estado fundamental.



Con muy pocas excepciones, este proceso de captación de electrones es favorable (la atracción nuclear compensa la repulsión electrónica).

Las segundas, terceras, afinidades electrónicas son siempre energéticamente desfavorables. La energía total puesta en juego para pasar de un átomo neutro en estado fundamental y gaseoso a un ión negativo con n cargas es la suma de las afinidades electrónicas.

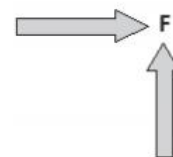
### Variación periódica de la electroafinidad:

- La variación de afinidad electrónica dentro del sistema periódico es similar a la variación del potencial de ionización, aunque es mucho menos periódica. A mayor potencial de ionización y electroafinidad, mayor es la apetencia electrónica (electronegatividad) de la especie.
- Los elementos con las afinidades electrónicas más altas son los situados cerca del oxígeno, el flúor y el cloro.

| Átomo | EA(KJ/mol) |
|-------|------------|
| F     | -328       |
| Cl    | -349       |
| Br    | -325       |
| I     | -295       |

## II.E.7. Electronegatividad (EN)

La electronegatividad de un elemento mide su tendencia de atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos.



### Tabla de Electronegatividades de Pauling

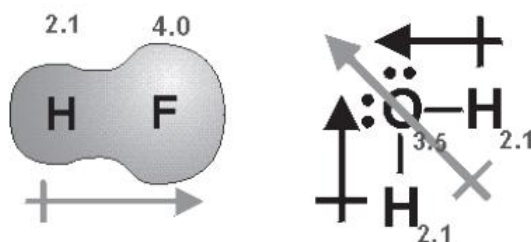
|           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| H<br>2.1  |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | He        |
| Li<br>1.0 | Be<br>1.5 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | B<br>2.0  | C<br>2.5  | N<br>3.0  | O<br>3.5  | F<br>4.0  | Ne        |
| Na<br>0.9 | Mg<br>1.2 |           |           |           |           |           |           |           |           |           |           | Al<br>1.5 | Si<br>1.8 | P<br>2.1  | S<br>2.5  | Cl<br>3.0 | Ar        |
| K<br>0.8  | Ca<br>1.0 | Sc<br>1.3 | Ti<br>1.5 | V<br>1.6  | Cr<br>1.6 | Mn<br>1.5 | Fe<br>1.8 | Co<br>1.8 | Ni<br>1.8 | Cu<br>1.9 | Zn<br>1.6 | Ga<br>1.6 | Ge<br>1.8 | As<br>2.0 | Se<br>2.4 | Br<br>2.8 | Kr<br>3.0 |
| Rb<br>0.8 | Sr<br>1.0 | Y<br>1.2  | Zr<br>1.4 | Nb<br>1.6 | Mo<br>1.8 | Tc<br>1.9 | Ru<br>2.2 | Rh<br>2.2 | Pd<br>2.2 | Ag<br>1.9 | Cd<br>1.7 | In<br>1.7 | Sn<br>1.8 | Sb<br>1.9 | Te<br>2.1 | I<br>2.5  | Xe<br>2.6 |
| Cs<br>0.7 | Ba<br>0.9 | La<br>1.1 | Hf<br>1.3 | Ta<br>1.5 | W<br>1.7  | Re<br>1.9 | Os<br>2.2 | Ir<br>2.2 | Pt<br>2.2 | Au<br>2.4 | Hg<br>1.9 | Tl<br>1.8 | Pb<br>1.8 | Bi<br>1.9 | Po<br>2.0 | At<br>2.2 | Rn<br>2.4 |
| Fr<br>0.7 | Ra<br>0.7 | Ac<br>1.1 | Unq       | Unp       | Unh       | Uns       | Uno       | Une       |           |           |           |           |           |           |           |           |           |
| Ce<br>1.1 | Pr<br>1.1 | Nd<br>1.1 | Pm<br>1.1 | Sm<br>1.1 | Eu<br>1.1 | Gd<br>1.1 | Tb<br>1.1 | Dy<br>1.1 | Ho<br>1.1 | Er<br>1.1 | Tm<br>1.1 | Yb<br>1.1 | Lu<br>1.2 |           |           |           |           |
| Th<br>1.3 | Pa<br>1.5 | U<br>1.7  | Np<br>1.3 | Pu<br>1.3 | Am<br>1.3 | Cm<br>1.3 | Bk<br>1.3 | Cf<br>1.3 | Es<br>1.3 | Fm<br>1.3 | Md<br>1.3 | No<br>1.3 | Lr        |           |           |           |           |

### Variación periódica de la electronegatividad:

- Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan de izquierda a derecha a lo largo de los periodos y de abajo a arriba dentro de cada grupo.
- Las variaciones de electronegatividades de los elementos de transición no son tan regulares. En general, las energías de ionización y las electronegatividades son inferiores para los elementos de la zona inferior izquierda de la tabla periódica que para los de la zona superior derecha.

### Por ejemplo:

El agua, cuya polaridad se debe a su geometría y a la diferencia de electronegatividad entre oxígeno e hidrógeno. Así también la polaridad de la molécula de HF.



El concepto de la electronegatividad es muy útil para conocer el *tipo de enlace* que originarán dos átomos en su unión, sus valores se obtienen de la escala de Pauling, el cual concluye que:

1. En la E.N. su máximo valor es 4, valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo.
2. El enlace entre átomos de la misma clase y de la misma electronegatividad es apolar.
3. Cuanto mayor sean las diferencias de electronegatividad entre dos átomos tanto mayor será la densidad electrónica del orbital molecular en las proximidades del átomo más electronegativo. Se origina un enlace polar.
4. Cuando la diferencia de electronegatividades es suficientemente alta, se produce una transferencia completa de electrones, dando lugar a la formación de especies iónicas.

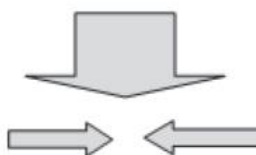
| El carácter de los enlaces |      |      |      |      |      |      |      |      |      |      |
|----------------------------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|------|
| Polaridad                  | 0    |      |      |      |      |      |      |      |      |      |
| Dif. de EN                 | 0.00 | 0.65 | 0.94 | 1.19 | 1.43 | 1.67 | 1.91 | 2.19 | 2.54 | 3.03 |
| % carácter iónico          | 0    | 10   | 20   | 30   | 40   | 50   | 60   | 70   | 80   | 90   |
| % carácter covalente       | 100  | 90   | 80   | 70   | 60   | 50   | 40   | 30   | 20   | 10   |

| Compuesto                        | F <sub>2</sub>     | HCl               | LiF                          |
|----------------------------------|--------------------|-------------------|------------------------------|
| Diferencia de electronegatividad | $4.0 - 4.0 = 0.0$  | $3.0 - 2.1 = 0.9$ | $4.0 - 1.0 = 3.0$            |
| Tipo de enlace                   | Covalente no polar | Covalente polar   | Iónico ( $\Delta EN > 2.0$ ) |

## II.E.8. Propiedades macroscópicas

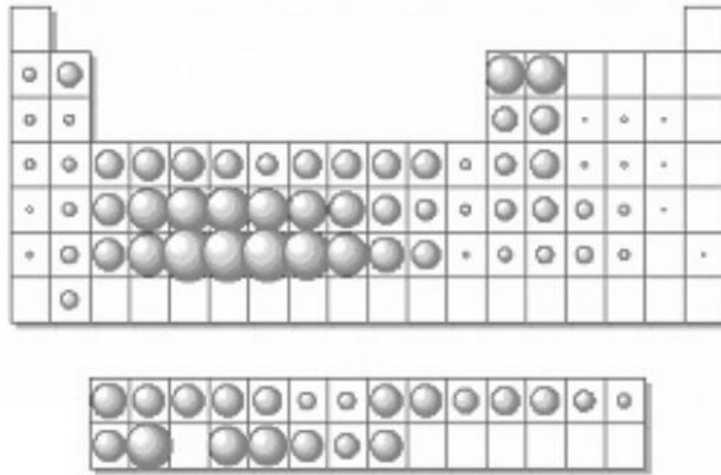
### Tendencia de las propiedades macroscópicas

Los metales de transición tienen un radio atómico relativamente pequeño y al combinarse forman enlaces metálicos fuertes, lo que les permite tener densidades, puntos de fusión y ebullición, calores de fusión y vaporizaciones mayores que los metales pertenecientes a los grupos IA, IIA y IIB.



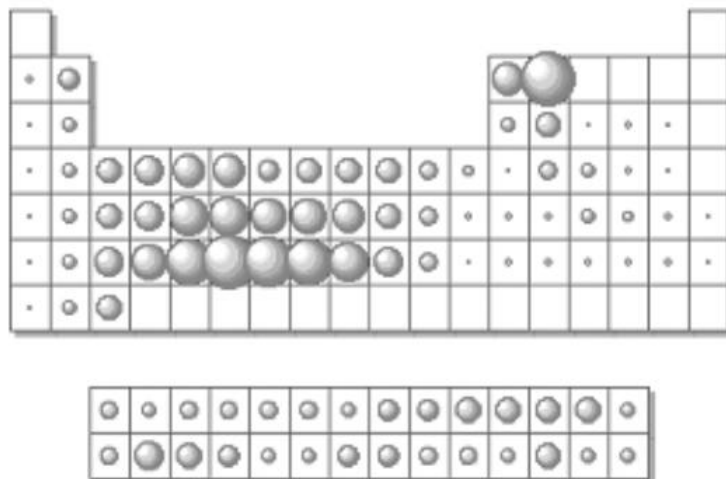
### II.E.8.a. Variación periódica de los puntos de ebullición

En la figura se muestra gráficamente el aumento de los puntos de ebullición en la tabla periódica



### II.E.8.b. Variación periódica de los puntos de fusión

En la figura se muestra gráficamente el aumento de los puntos de fusión en la tabla periódica.



## II.F. El número de oxidación y propiedades asociadas

### II.F.1. Elementos representativos (grupos A)

Estos elementos suelen presentar número de oxidación de acuerdo al grupo en que se ubican; el número de grupo nos dice el estado de oxidación máximo del elemento. Los elementos pueden presentar varios estados de oxidación y en general, si el grupo es par (por ejemplo el grupo II A, Alcalinotérreos), los elementos tendrán cargas positivas pares desde el cero hasta el número de grupo. Si es impar, las cargas serán impares. Una manera fácil de asignar los estados de oxidación de los elementos representativos es que: “grupos pares, valencias pares y grupos impares, valencias impares” y sólo los metales presentan valencias positivas, los no metales presentan valencias positivas y negativas.

| Grupos representativos | Estados de oxidación |
|------------------------|----------------------|
| GI A, Alcalinos        | 1+ sólo [H] = 1-     |
| GII A, Alcalinotérreos | 2+                   |
| GIII A, del Boro       | 3+                   |
| GIV A, del Carbono     | 2+, 4+ 4-            |
| GVA, del Nitrógeno     | 1+, 3+, 5+ 3-        |
| GVIA, del Oxígeno      | 2+, 4+, 6+ 2-        |
| G VII A, Halógenos     | 1+, 3+, 5+, 7+ 1-    |

El nombre de *alcalinotérreos* proviene del nombre que recibían sus óxidos (tierras) que tienen propiedades básicas (alcalinas). Poseen una electronegatividad  $\leq 1,3$  según la escala de Pauling. Son metales de baja densidad, coloreados y blandos.

Los elementos no metálicos al combinarse con elementos de menor electronegatividad tienden a adquirir cargas negativas, y esta será en un número que permita completar ocho, al sumar el número de grupo con la cantidad de carga. Así tenemos que: el grupo VII A adquieren 1-, en el VI A 2-, los del V A 3- y algunos del IV A 4-.

### II.F.2. Elementos de transición (grupos B)



Regularmente presentan estado de oxidación +3; los grupos I y II suelen tener 1+ y 2+ como ocurre en  $\text{Cu}^{1+}$ ,  $\text{Ag}^{1+}$ ,  $\text{Au}^{1+}$  del grupo IB y  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$  y  $\text{Hg}^{2+}$  del IIB; también suele presentarse  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Au}^{3+}$  y  $\text{Hg}^{1+}$ . Los elementos de transición pueden adquirir números de oxidación positivos de acuerdo también al número de grupo como máximo.

| G III B | G IV B | G V B | G VI B | G VII B | G VIII B |    |    | G I B | G II B |
|---------|--------|-------|--------|---------|----------|----|----|-------|--------|
| Sc      | Ti     | V     | Cr     | Mn      | Fe       | Co | Ni | Cu    | Zn     |
|         |        |       |        | 7+      |          |    |    |       |        |
|         |        |       | 6+     | 6+      | 6+       |    |    |       |        |
|         |        | 5+    | 5+     | 5+      | 5+       | 5+ |    |       |        |
|         | 4+     | 4+    | 4+     | 4+      | 4+       | 4+ | 4+ |       |        |
| 3+      | 3+     | 3+    | 3+     |         | 3+       | 3+ | 3+ | 3+    |        |
|         | 2+     | 2+    | 2+     | 2+      | 2+       | 2+ | 2+ | 2+    | 2+     |
|         |        |       |        |         |          |    |    | 1+    | 1+     |

Las propiedades químicas de un elemento dependen en gran medida de cómo estén ocupados por los electrones los niveles de energía más externos.

Aparecen algunos patrones en los estados de oxidación a través de los periodos:

El número de estados de oxidación aumenta para cada ion hasta el Mn, a partir del cual comienza a disminuir.

Cuando los elementos están en estados de oxidación bajos, se pueden encontrar como iones simples ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ). En estados de oxidación elevados se encuentran generalmente unidos covalentemente a no metales como oxígeno o cloro, formando iones poliatómicos como el cromato ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ) o permanganato ( $\text{MnO}_4^-$ ).

Además, iones en elevados estados de oxidación tienden a ser buenos agentes oxidantes, mientras que elementos en bajos estados de oxidación tienden a ser buenos agentes reductores.

## II.G. Glosario

**Fluorescencia:** Fenómeno físico mediante el cual ciertas sustancias absorben energía emitiéndola en forma de luz o de otro tipo de radiación electromagnética. La fluorescencia tiene lugar únicamente mientras dura el estímulo que la provoca, desapareciendo ambos simultáneamente.

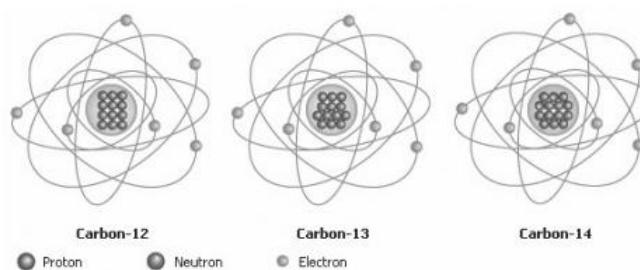
**Fosforescencia:** Fenómeno físico mediante el cual ciertas sustancias absorben energía almacenándola, para emitirla posteriormente en forma de luz o de otro tipo de radiación electromagnética. La fosforescencia se mantiene durante cierto tiempo con posterioridad a la desaparición del estímulo que la provoca, ya que la energía absorbida se libera lentamente.

**Incandescencia:** es la emisión de luz por el calor. De hecho, todo cuerpo calentado suficientemente emite radiación electromagnética en el espectro visible (a partir de una cierta temperatura).

La calidad de la luz emitida depende directamente de la temperatura del cuerpo caliente, un cuerpo ligeramente caliente (alrededor de  $1600\text{ }^\circ\text{C}$ ), emite luz roja-naranja, mientras que un cuerpo muy caliente (alrededor de  $5000\text{ }^\circ\text{C}$ ), emite luz muy blanca e incluso puede llegar al blanco azulado a temperaturas extremas (de  $8000\text{-}9000\text{ }^\circ\text{C}$ ).



**Isótopos:** Son átomos con el mismo número atómico, pero distinta masa atómica (difieren en el número de neutrones). Para un mismo elemento pueden existir varios isótopos, la abundancia cada uno de estos isótopos varía de acuerdo a la estabilidad de éstos.



El carbono tiene tres isótopos naturales: el carbono 12 constituye el 98,89% del carbono natural y sirve de patrón para la escala de masas atómicas; el carbono 13 es el único isótopo magnético del carbono, se usa en estudios estructurales de compuestos que contienen este elemento; el carbono 14, producido por el bombardeo de nitrógeno con rayos cósmicos, es radiactivo (con una vida media de 5.760 años) y se emplea para datar objetos arqueológicos.

**Isotrópico:** idénticas propiedades en todas sus partes.



**Lavoisier, Antoine-Laurent de:** Se le considera el padre de la química moderna por sus detallados estudios sobre: la oxidación de los cuerpos, el fenómeno de la respiración animal y su relación con los procesos de oxidación, análisis del aire, uso de la balanza para establecer relaciones cuantitativas en las reacciones químicas estableciendo su famosa “Ley de conservación de la materia”, estudios en calorimetría, etc.

**Oligoelemento:** son elementos que se encuentran en cantidades pequeñísimas en los seres vivos y tanto su ausencia como una concentración por encima de su nivel característico pueden ser perjudiciales para el organismo.

## EJERCICIOS

### TABLA PERIÓDICA

#### Selección múltiple

1. Un elemento químico neutro presenta configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . De acuerdo a esta información se puede deducir lo siguiente, excepto

- A) pertenece al grupo VA del sistema periódico.
- B) presenta tres electrones desapareados.
- C) corresponde a un elemento metálico.
- D) pertenece al período 3 del sistema periódico.
- E) puede presentar estados de oxidación 3- y 5+.

2. En un grupo o familia se puede afirmar que todos los elementos tienen igual

- A) potencial de ionización.
- B) electrones de valencia.
- C) número de electrones.
- D) electronegatividad.
- E) número másico.

3. El elemento con configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$  pertenece al:

|    | Período | Grupo  |
|----|---------|--------|
| A) | 1       | IV-A   |
| B) | 2       | IV-A   |
| C) | 2       | VI-A   |
| D) | 3       | VI-A   |
| E) | 4       | VIII-A |

4. El elemento con configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

- I) Es un metal alcalino.
- II) Es un elemento no metálico.
- III) Presenta solo estado de oxidación 1+.

Lo correcto es:

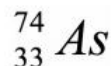
- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) Sólo I y III.
- E) Sólo II y III.

5. De las siguientes propiedades de los elementos, indique la que no es una propiedad periódica:
- A) electronegatividad.
  - B) electrones de valencia.
  - C) electroafinidad.
  - D) calor específico.
  - E) radio atómico.
6. Indique el compuesto o ión donde el elemento azufre actúa con estado de oxidación 4+
- A)  $\text{H}_2\text{S}$
  - B)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - C)  $\text{SO}_3$
  - D)  $\text{HSO}_3^-$
  - E)  $\text{SO}_4^{2-}$
7. En la tabla periódica, ¿hacia dónde crece la electronegatividad (E.N.) y el potencial de Ionización (P.I.)?
- A) La electronegatividad hacia la derecha y arriba y el P.I. hacia abajo.
  - B) La E.N. hacia la derecha y abajo y el P.I. hacia la izquierda y abajo.
  - C) Ambos hacia la derecha y hacia arriba.
  - D) La E.N. hacia la derecha y abajo y el P.I. hacia la izquierda y arriba.
  - E) Ambos hacia la izquierda y hacia abajo.
8. Respecto del tamaño de un átomo en la tabla periódica, es falso decir que:
- A) Crece hacia abajo.
  - B) Decrece hacia la derecha.
  - C) Crece hacia el centro.
  - D) Aumenta de acuerdo al mayor nivel de energía.
  - E) Disminuye al aumentar el número atómico en los períodos.
9. ¿Cuál de los siguientes átomos tiene 2 electrones desapareados en su estado fundamental?
- A) Cloro.
  - B) Boro.
  - C) Fósforo.
  - D) Magnesio.
  - E) Rubidio.
10. Un elemento con configuración basal externa  $6s^2 4f^3$  pertenece al:
- A) Periodo 4 y grupo IIIB.
  - B) Periodo 4 y grupo transición interna.
  - C) Periodo 6 y es el elemento 59.
  - D) Periodo 6 y grupo VB.
  - E) Periodo 10 y grupo transición interna.

11. ¿Cuál de las siguientes alternativas corresponde a la configuración electrónica del Grupo IIB de la tabla periódica?
- A)  $ns^2 (n-1)d^1$   
 B)  $ns^2 (n-1)d^2$   
 C)  $ns^2 (n-1)d^8$   
 D)  $ns^2 (n-1)d^{10}$   
 E)  $ns^2 nd^{12}$
12. ¿Cuál de estos iones consideras imposible de formar?
- A)  $Na^-$   
 B)  $N^{3-}$   
 C)  $Ca^{2+}$   
 D)  $Cl^{5+}$   
 E)  $Fr^0$
13. ¿Qué conjunto de propiedades periódicas aumentan en magnitud a medida que aumenta el valor de Z a lo largo de un periodo?
- A) Electronegatividad, Radio atómico, Energía de ionización.  
 B) Electronegatividad, Energía de ionización, Electroafinidad.  
 C) Electronegatividad, Radio iónico, Radio atómico.  
 D) Electronegatividad, Energía de ionización, Radio iónico.  
 E) Electronegatividad, Electropositividad, Carácter metálico.
14. De los siguientes elementos del periodo 2, ¿cuál es el más electronegativo?:



- A) B.  
 B) C.  
 C) N.  
 D) O.  
 E) F.
15. De los siguientes elementos del grupo VA, ¿cuál es el más electronegativo?:



- A) N.  
 B) P.  
 C) As.  
 D) Son electropositivos.  
 E) La escala de E.N. no es aplicable.

16. Los elementos ubicados en el Grupo II-A de la Tabla Periódica tienen **diferentes**:

- I) estados de oxidación.
- II) números atómicos.
- III) radios atómicos.

Es (son) correcta(s)

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) Sólo II y III.
- E) I, II y III.

17. ¿Cuál es el orden de radio iónico **decreciente** de las siguientes especies iónicas  $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$ :

- A)  $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$  y  $Ca^{2+}$
- B)  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $K^+$  y  $Ca^{2+}$
- C)  $S^{2-}$ ,  $K^+$ ,  $Cl^-$  y  $Ca^{2+}$
- D)  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Ca^{2+}$  y  $K^+$
- E)  $Ca^{2+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Cl^-$  y  $K^+$

18. Un metal presenta las siguientes características:

- I) Tendencia a perder electrones.
- II) Presenta estados de oxidación negativos y positivos.
- III) Tiene un alto potencial de ionización.

Lo correcto es:

- A) Solo I.
- B) Solo II.
- C) Solo III.
- D) I y III.
- E) I, II y III.

19. En la corteza terrestre, el tercer elemento más abundante en masa tiene en estado fundamental la siguiente configuración electrónica:

**Nivel 1:** completo      **Nivel 2:** completo      **Nivel 3:** 3 electrones

El elemento es el:

- A) Aluminio.
- B) Hierro.
- C) Nitrógeno.
- D) Silicio.
- E) Oxígeno.

## III. Enlace químico

Los distintos elementos químicos pueden interactuar entre sí formando moléculas o iones.

De tal manera que llamamos enlace químico al conjunto de fuerzas de atracción que permiten que átomos de igual o distintas especies permanezcan unidos establemente.

### III.A. Uniones intramoleculares

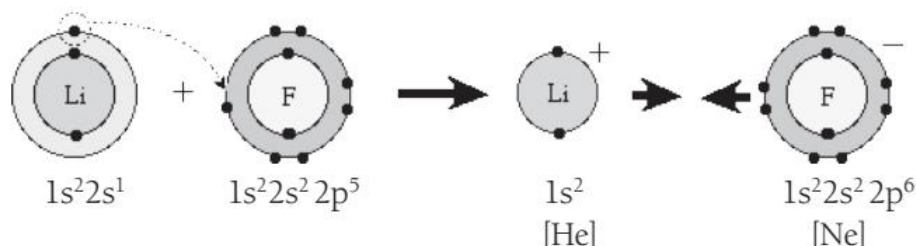
#### Tipos de enlace:

En la unión o enlace de los átomos pueden presentarse los siguientes casos:

1. **Enlace iónico**, si hay atracción electrostática.
2. **Enlace metálico**, si los electrones de valencia pertenecen en común a todos los átomos.
3. **Enlace covalente**, si comparten los electrones.
4. **Enlace covalente coordinado**, cuando el par de electrones es aportado sólo por uno de los átomos que se unen.

#### III.A.1. Enlace Iónico

Los compuestos iónicos resultan de la unión entre un **metal** con un **no metal**.

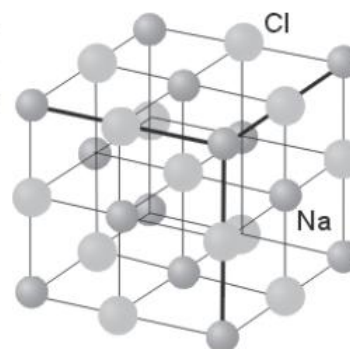


Dos átomos forman un enlace iónico cuando la diferencia de electronegatividad (EN) es mayor que 1,7 unidades. De tal manera que un átomo cede electrones y el otro los acepta. Ambos átomos alcanzan la configuración electrónica del gas noble más cercano.

Los electrones se transfieren del metal al no metal, dando lugar a cationes y aniones, respectivamente. Estos se mantienen unidos por interacciones electrostáticas fuertes llamadas enlaces iónicos.

El enlace iónico es tan polar que induce a la asociación con otros pares iónicos, generando progresivamente una estructura tridimensional ordenada, denominada red cristalina o cristal. La formación de redes cristalinas confiere a los sólidos iónicos algunas propiedades que les son características:

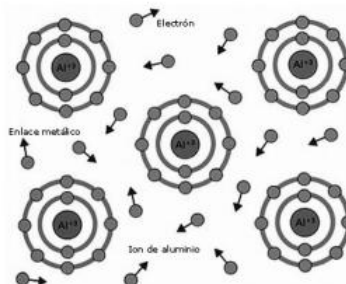
- Sólidos cristalinos, duros y quebradizos.
- Sabor salado.
- Solubles en solventes polares.
- Generalmente solubles en agua a temperatura ambiente.
- Buenos conductores de la electricidad en estado fundido o en solución acuosa.
- En estado sólido son malos conductores de la electricidad y el calor.
- Alto punto de fusión y ebullición (sobre 500 °C).



Los compuestos iónicos tienen más acentuadas sus características cuando se une un metal muy electropositivo con un no metal muy electronegativo.

### III.A.2. Enlace metálico

El enlace metálico es el que mantiene unido a los átomos de los metales entre sí. Los metales son electropositivos (tienden a perder electrones), y en un enlace los electrones de valencia se distribuyen en forma equitativa alrededor del metal.



Por ejemplo el aluminio:

Los electrones móviles generan en los metales las propiedades de:

- Brillo, reflejan la luz.
- Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio).
- Alta densidad y punto de fusión.
- Dúctiles (estirable en hilos) y maleables (moldeables, laminables).
- Alta tenacidad (resistencia a romperse por tracción).
- Conducen fácilmente el calor y la electricidad, debido a la movilidad de sus electrones.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.
- Tienen a perder electrones cuando reciben luz (efecto fotoeléctrico).
- En estado sólido los metales tienen estructura cristalina muy compacta.
- Los átomos están situados en los nudos de una red regular y definida.
- Son isotrópicos (tienen iguales propiedades en todas las direcciones).

Entre los metales podemos distinguir 3 tipos:

1. Metales representativos.
2. Metales de transición.
3. Metales de transición interna.

#### III.A.2.1. Metales representativos

Compuestos por los GIA, GIIA y algunos elementos de los Grupos III a V A (Al, Ga, In, Sn, Tl, Pb y Bi) de la tabla periódica.

- Utilizan sus orbitales “sp” externos en sus enlaces.
- Son metales de baja densidad.
- Propiedades básicas (alcalinas).
- Poseen una electronegatividad  $\leq 1,3$  según la escala de Pauling.
- Coloreados.
- Brillo velado (aspecto ceroso).
- Sólidos blandos.
- De bajo punto de fusión.

### III.A.2.2. Metales de transición

| Grupo b   | 3<br>GIII | 4<br>GIV  | 5<br>GV   | 6<br>GVI  | 7<br>GVII | 8<br>GVIII | 9<br>GVIII | 10<br>GVIII | 11<br>GI  | 12<br>GII  |
|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|-------------|-----------|------------|
| Periodo 4 | Sc<br>21  | Ti<br>22  | V<br>23   | Cr<br>24  | Mn<br>25  | Fe<br>26   | Co<br>27   | Ni<br>28    | Cu<br>29  | Zn<br>30   |
| Periodo 5 | Y<br>39   | Zr<br>40  | Nb<br>41  | Mo<br>42  | Tc<br>43  | Ru<br>44   | Rh<br>45   | Pd<br>46    | Ag<br>47  | Cd<br>48   |
| Periodo 6 | Lu<br>71  | Hf<br>72  | Ta<br>73  | W<br>74   | Re<br>75  | Os<br>76   | Ir<br>77   | Pt<br>78    | Au<br>79  | Hg<br>80   |
| Periodo 7 | Lr<br>103 | Rf<br>104 | Db<br>105 | Sg<br>106 | Bh<br>107 | Hs<br>108  | Mt<br>109  | Ds<br>110   | Rg<br>111 | Uub<br>112 |

#### Los compuestos metálicos de transición:

- Utilizan sus orbitales “d” internos en sus enlaces.
- Son sólidos duros a temperatura ambiente (excepto el mercurio) con puntos de fusión muy variables (entre -39 °C el mercurio y 3.420 °C el wolframio).
- Punto de ebullición, son altos y muy variados.
- Las conductividades térmicas y eléctricas son muy elevadas.
- Presentan brillo metálico.
- Son dúctiles y maleables.
- Pueden formar **aleaciones** entre ellos.
- Pueden emitir electrones cuando reciben energía en forma de calor.
- Forman compuestos de coordinación coloreados.
- Presentan paramagnetismo.
- Tienen estados de oxidación muy variados.
- Amplio uso como catalizadores.

#### III.A.2.2.a. Aleaciones

Es la mezcla de dos o más materiales, de los cuales al menos uno es un metal, para obtener una sustancia con diferentes propiedades. Los metales se unen en mezclas homogéneas.

Las **aleaciones** más comunes utilizadas en la industria son:

- **Alpaca:** cinc, cobre y níquel, con un color y brillo parecido a la plata.
- **Bronce:** cobre y proporciones variables de otros elementos como estaño (3 a 20%), y otros como: cinc, aluminio, antimonio, fósforo y otros.
- **Latón:** cobre y cinc (3 al 45%). Ocasionalmente se añaden pequeñas cantidades de otros elementos (Al, Sn, Pb o As) para potenciar alguna de las características de la aleación. Las aplicaciones de los latones abarcan los campos más diversos, desde el armamento, ornamentación, hasta los tubos de condensador y terminales eléctricos.
- **Plata de ley:** plata y cobre. Es usada en joyería.
- **Acero:** de hierro y carbono (0,2 a 2%).
- **Acero inoxidable:** acero con un mínimo del 10% al 12% de cromo, también puede contener níquel y molibdeno.
- **Amalgamas:** son mezclas entre el mercurio y otro metal, son blanquecinas y fácilmente descomponibles por el calor, dada la volatilidad del mercurio. La amalgama mercurio-plata es usada por los dentistas en las tapaduras.

### III.A.2.2.b. Color

Debido a su estructura, los metales de transición presentan numerosos iones y complejos coloreados. El color puede cambiar entre diferentes compuestos de un mismo elemento, por ejemplo el manganeso en estado de oxidación  $Mn^{7+}$ , en el permanganato,  $MnO_4^-$ , es violeta, mientras que el ión  $Mn^{2+}$  es rosa pálido.

El color del complejo depende de:

- La naturaleza del ión metálico, concretamente del número de electrones en los orbitales d.
- La disposición en el espacio en torno al ión metálico de los ligandos (por ejemplo, los isómeros geométricos pueden presentar colores diferentes).
- La naturaleza de los ligandos.

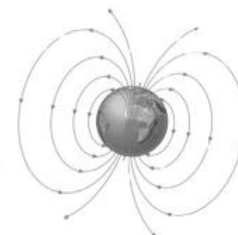
Otros ejemplos

| Compuesto             | Nombre                  | Color         |
|-----------------------|-------------------------|---------------|
| $TiO_2$               | óxido de titanio        | Blanco        |
| $Fe_2O_3$             | óxido de hierro (III)   | Rojo ladrillo |
| $CuSO_4 \cdot 2 H_2O$ | sulfato de cobre (II)   | Azul          |
| $K_2Cr_2O_7$          | dicromato de potasio    | Naranja       |
| $KMnO_4$              | permanganato de potasio | Violeta       |
| $Cr_2O_3$             | óxido de cromo (VI)     | Verde         |

### III.A.2.2.c. Paramagnetismo o magnetismo

La mayoría de los materiales magnéticos están basados en metales de transición (salvo algunos radicales orgánicos). El magnetismo en estos metales tiene el mismo origen que su color: los orbitales d. De forma análoga, los comportamientos varían entre el **diamagnetismo** y fuerte **ferromagnetismo**.

**Diamagnetismo:** se refiere a una sustancia que tiene todos sus electrones apareados y es ligeramente repelida por un campo magnético (ejemplo: bismuto, plata, plomo).

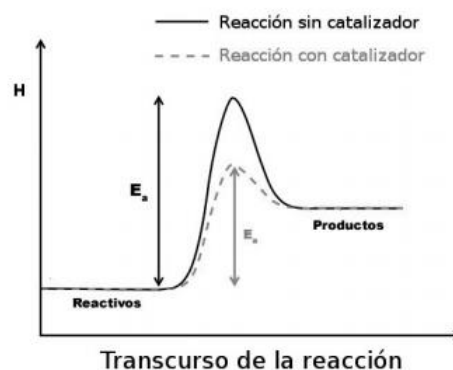


**Ferromagnético:** Es una propiedad que permite a ciertos materiales (en especial **Fe**) imanes permanentes. Los momentos magnéticos de los átomos individuales se alinean en dominios. En presencia de un campo magnético, estos dominios se orientan para producir un momento magnético permanente. Un imán permanente es aquel que conserva el magnetismo después de haber sido imantado, por ejemplo la magnetita ( $Fe_3O_4$ ) y la hematita ( $Fe_2O_3$ ). Un imán temporal no conserva su magnetismo tras haber sido imantado.

**Paramagnético:** Que lo atrae un imán. Una sustancia paramagnética contiene uno o más electrones desapareados (ejemplo: aluminio, paladio).

### III.A.2.2.d. Actividad catalítica

Los metales de transición se utilizan ampliamente como catalizadores, tanto homogéneos como heterogéneos, debido a sus propiedades de quimisorción (adsorción) de sus superficies. Por ejemplo, el hierro se utiliza para catalizar el proceso de Haber (en la síntesis de amoníaco), el níquel o el platino se utilizan para la hidrogenación de alquenos, etc.



Los catalizadores tienen la capacidad de aumentar la velocidad de reacción, a través de mecanismos de reacción cuya Energía de Activación más bajas.

### III.A.2.3. Metales de transición interna

Entre los elementos de **Transición Interna** tenemos: los **Lantánidos** y los **Actínidos**, grupos de elementos que forman parte del periodo 6 y 7 respectivamente de la **tabla periódica**, son llamados tierras raras debido a que se encuentran en forma de óxidos. La abundancia en la corteza terrestre es relativamente alta, en minerales. Los lantánidos y actínidos son químicamente parecidos entre sí puesto que los electrones situados en orbitales *f* son poco importantes en los enlaces que se forman, en comparación con los *p* y *d*. Su estado de oxidación más importante es el 3+, pero también presentan el estado de oxidación 2+ y 4+.

Propiedades generales:

- Son radiactivos.
- Son metales típicos.
- Muy electropositivos y muy reactivos.
- Reaccionan con el aire y arden con el  $O_2$ .
- Reaccionan con muchos metales.
- Son menos reactivos en los ácidos de lo esperado.
- Valencia más importante 3+.
- Son pirofóricos (finamente divididos).
- Forman compuestos de coordinación con diferentes índices, lo que los hace ser coloreados.

### III.A.3. Enlace covalente

El enlace tipo covalente se produce entre elementos **no metálicos** (carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, etc.), con átomos de electronegatividades altas y semejantes, donde la diferencia de EN sea menor que 2 unidades.

Si los dos átomos del enlace son idénticos o tienen electronegatividades similares, los electrones son compartidos por igual entre los dos átomos, se dice que el enlace es apolar (no polar). Si los átomos enlazados tienen electronegatividades significativamente diferentes, los electrones no son compartidos por igual entre los dos átomos y el enlace es considerado polar.

Si se unen átomos iguales se llamará enlace covalente homonuclear ( $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ , etc.) y si son átomos diferentes se llamará enlace covalente heteronuclear ( $HCl$ ,  $SO_2$ ,  $H_2SO_4$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$ , etc.).



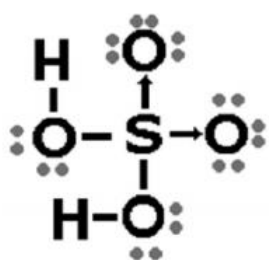
Los átomos H y Cl se unen a través de un enlace covalente polar, formando la especie cloruro de hidrógeno (HCl)

#### Propiedades de los compuestos covalentes

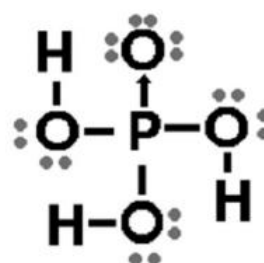
- Los compuestos covalentes suelen presentarse en los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso. Por lo tanto, sus puntos de fusión y ebullición no son elevados.
- Todos los gases que conocemos son covalentes (excepto los gases nobles) y todos los líquidos conocidos son covalentes, con la excepción del metal líquido mercurio.
- La solubilidad de estos compuestos es elevada en disolventes apolares.
- Son malos conductores de la electricidad, incluso aislantes de ésta.
- Excepcionalmente, los sólidos covalentes macromoleculares tienen altos puntos de fusión y ebullición, son duros, malos conductores del color y la electricidad y, en general, insolubles (el diamante, la madera, los plásticos, etc.).

#### III.A.4. Enlace covalente coordinado

Se produce cuando entre las uniones enlazantes un átomo cede un par de electrones, porque dispone de pares de electrones no compartidos. Para generar un enlace covalente coordinado se debe haber utilizado todos los electrones enlazantes y luego se puede utilizar el par electrónico en la unión coordinada. El átomo que aporta la pareja de electrones recibe el nombre de donante, y el que los recibe, aceptor. Cuando queremos simplificar la fórmula electrónica se pone una flecha que va del donante al aceptor. El enlace se denomina enlace covalente coordinado o dativo.



Ácido Sulfúrico



Ácido Fosfórico

### III.B. Estructura de Lewis, regla del octeto

Lewis fue uno de los primeros en intentar proponer una teoría para explicar el enlace covalente, por ello creó notaciones abreviadas para una descripción más fácil de las uniones atómicas, que fueron denominadas las estructuras de Lewis.

| H•      | Estructuras de puntos de Lewis |               |               |               |               |               | He••          |
|---------|--------------------------------|---------------|---------------|---------------|---------------|---------------|---------------|
| Li •    | Be •                           | •B•           | •C•           | •N•           | •O•           | •F•           | •Ne•          |
| $n s^1$ | $2 s^2$                        | $2 s^2 2 p^1$ | $2 s^2 2 p^2$ | $2 s^2 2 p^3$ | $2 s^2 2 p^4$ | $2 s^2 2 p^5$ | $2 s^2 2 p^6$ |

Lewis propuso representar los electrones de valencia de los átomos mediante puntos. Se debe considerar que a cada lado del átomo puedes colocar un máximo de dos electrones (2 puntos), es decir un máximo de ocho por cada átomo.

Con excepción del helio, el número de **electrones de valencia** en cada átomo es el mismo que el número del Grupo Representativo de la tabla periódica al que pertenece el elemento.

Dos elementos forman un enlace simple cuando comparten un par de electrones, dos pares de electrones entre átomos es un enlace doble y tres pares de electrones es un enlace triple. Cada par de puntos se puede representar con una línea entre los átomos para identificar el enlace.

**“Cuando los átomos reaccionan, tienden a completar una esfera de ocho electrones alrededor de cada átomo”.**

#### Método de aplicación de Lewis:

1. Se elige el átomo menos electronegativo como átomo central (nunca hidrógeno).
2. Se cuentan los electrones de valencia de cada uno de los átomos.
3. Se forman enlaces entre el átomo central y el periférico.
4. En un enlace simple entre dos átomos se comparte un electrón de cada uno de los átomos; en un doble enlace se comparten dos electrones de cada átomo, con un total de cuatro electrones y en un enlace triple se comparten seis electrones, tres electrones de cada átomo.
5. Los pares de electrones restantes se disponen libres para completar el octeto.

**Ejemplo 1**

El amoníaco  $\text{NH}_3$ , está compuesto por un átomo de nitrógeno y 3 de hidrógeno.

N pertenece al grupo **V A**.

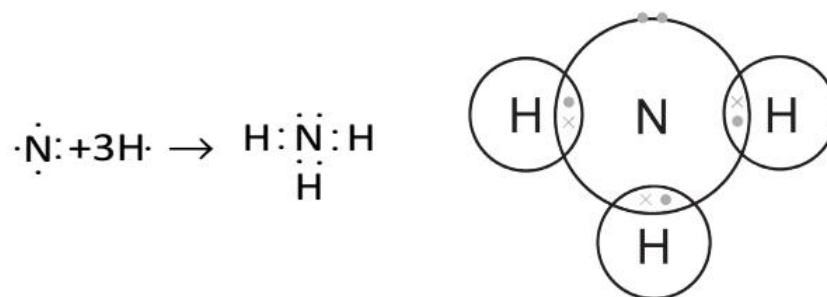
H pertenece al grupo **I A**.

Entonces los electrones de valencia del nitrógeno son 5 y 1 para el hidrógeno.

En esta molécula, el nitrógeno es el átomo central.

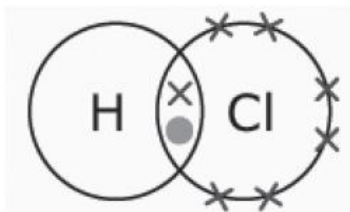
Número de  $\bar{e}$  de valencia compartidos =  $5 + 3 \times 1 = 8$  (4 pares).

Cada átomo de H comparte 1  $\bar{e}$  con 1  $\bar{e}$  del N; luego se forman tres enlaces simples y los pares de electrones que sobran (no compartidos) se ubican sobre el átomo central.

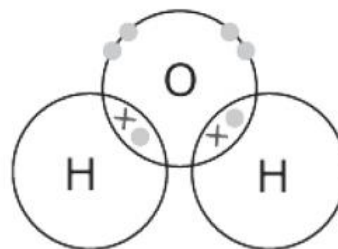


Otra forma de desarrollar las moléculas según Lewis es ir poniendo los electrones del grupo al que pertenece el átomo central de uno en uno alrededor de este elemento, para luego completar el o los pares. Los electrones enlazantes son los que quedan solos. Si quiero formar un enlace doble, dos electrones solitarios de cada átomo migran hacia el centro entre los átomos que se unirán (ejemplo:  $\text{O}_2$ ), si el enlace es triple, migran 3 electrones solitarios de cada átomo (ejemplo:  $\text{N}_2$ ).

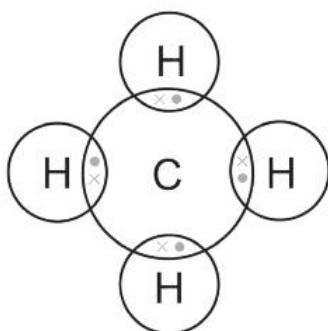
**Por ejemplo:**



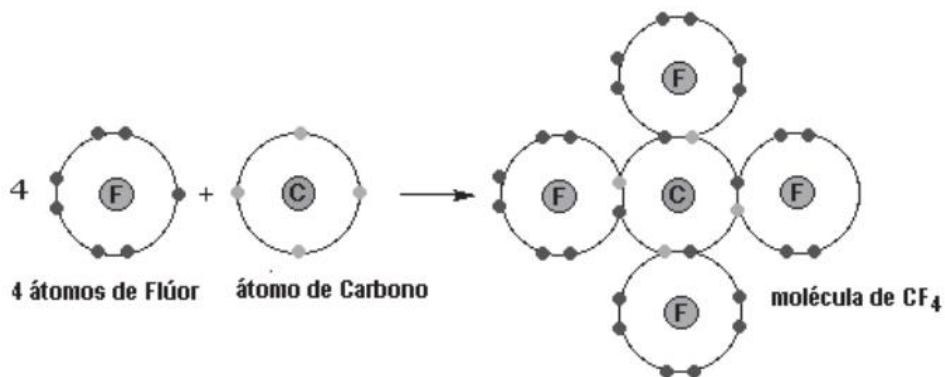
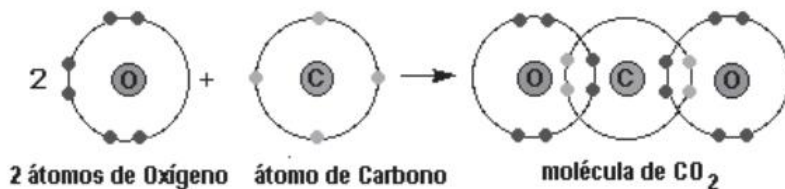
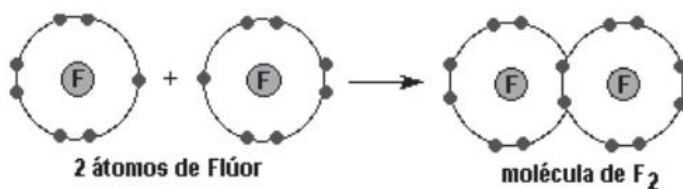
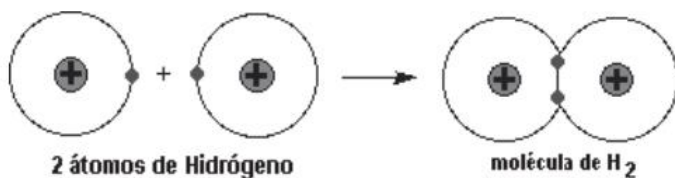
Ácido Clorhídrico  $\text{HCl}$  : H grupo I y Cl grupo VII



Agua  $\text{H}_2\text{O}$  : H grupo I y O grupo VI

Metano  $\text{CH}_4$ : C grupo IV y H grupo I

Otros ejemplos:

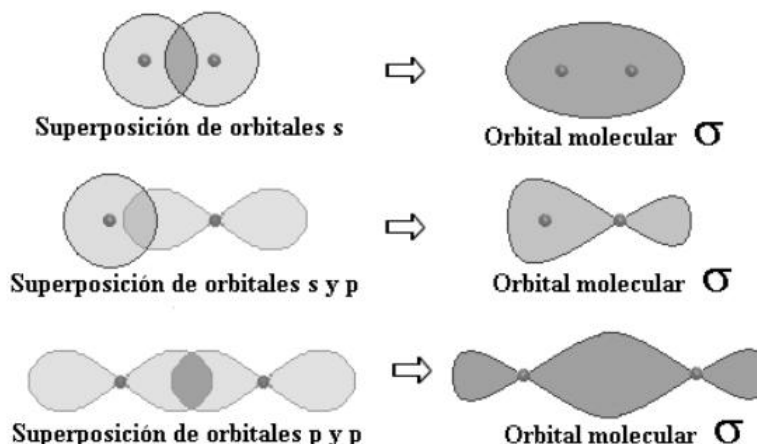


Dado que la teoría de Lewis es insuficiente para explicar todas las características del enlace covalente se recurrió a la **Mecánica Cuántica**, para utilizar dos métodos que se aproximan: **la teoría del enlace de valencia** y **la teoría de orbitales moleculares**, ambos se utilizan en la actualidad por su carácter complementario.

### III.C. Teoría del enlace de Valencia

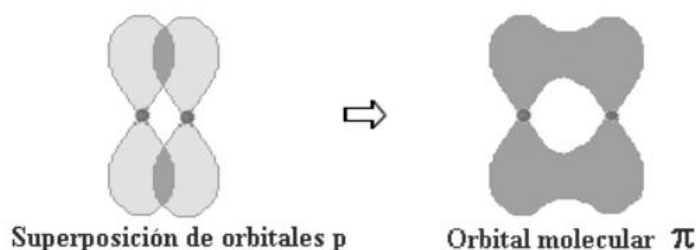
Esta teoría supone que cuando dos átomos aislados se aproximan, para formar un enlace covalente, se produce un solapamiento de sus orbitales atómicos generando un enlace cuando se aparean los electrones de spins contrarios de cada orbital. Aparecen por lo tanto enlaces dirigidos en el espacio de tipo sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ).

**Orbitales moleculares sigma ( $\sigma$ ):** Los orbitales atómicos se solapan frontalmente y se produce un único solapamiento de las respectivas nubes electrónicas.



Tienen un eje de simetría con respecto a la línea que une los dos núcleos. Permite la libre rotación con respecto al eje que une las nubes electrónicas. La máxima probabilidad de encontrar a los electrones en este tipo de orbitales se concentra principalmente entre los dos núcleos. Se forman enlaces  $\sigma$  cuando solapan dos orbitales de tipo s, uno s y otro p o dos orbitales p siempre que estén orientados en el mismo eje.

**Orbitales moleculares pi ( $\pi$ ):** Cuando se unen dos orbitales atómicos p con ejes paralelos, se solapan lateralmente y se produce dos o más solapamientos de las respectivas nubes electrónicas generando un enlace  $\pi$ . Existe un **plano nodal de simetría** que incluye a los núcleos, pero la máxima probabilidad de encontrar a los electrones en el orbital molecular formado se concentra de manera externa entre los núcleos:

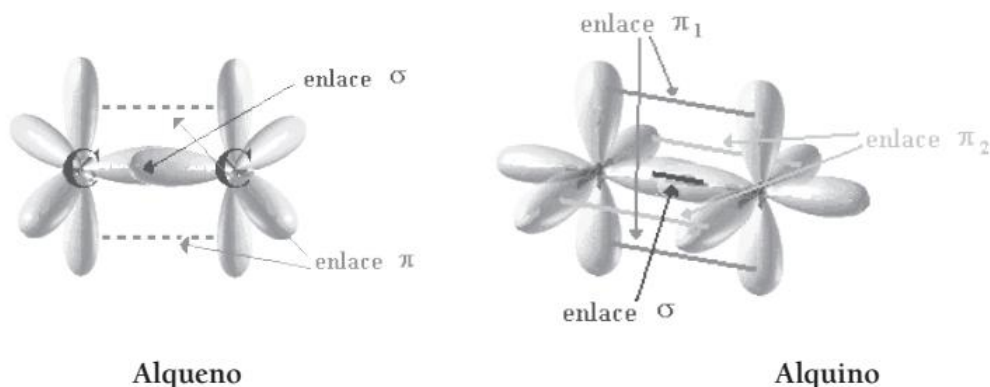


Un orbital molecular es tanto más estable cuanto mayor es el grado de solapamiento entre los orbitales atómicos que lo forman. Los orbitales moleculares  $\sigma$  son más estables que los  $\pi$  porque el grado de solapamiento de los orbitales "s" es mayor que el de los "p".

**Características de la teoría del enlace de valencia:**

- A) En esta teoría suponemos que los orbitales se solapan a lo largo de una determinada trayectoria, siendo *enlaces direccionales*.
- B) Los orbitales del átomo que no se enlazan no cambian su estructura.
- C) En cada átomo se pueden formar tantos enlaces como electrones desapareados tenga el átomo.
- D) Se llama **covalencia** de un elemento al número de enlaces covalentes que puede formar, es decir el número de electrones desapareados que tiene.

Esta teoría explica la geometría de las moléculas basándose en el carácter direccional de los orbitales que se solapan para formar el enlace covalente. Por ejemplo:

**III.D. Geometría molecular****III.D.1. Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de Valencia (TRPEV)**

La geometría alrededor de un átomo central de una molécula es aquella que hace mínima la repulsión de los pares de electrones, los usados para formar enlaces y los pares solitarios no enlazados.

La estructura electrónica de moléculas en base a la configuración de octetos, normalmente deja pares de electrones libres. Estos pares, ubicados alrededor de un átomo que se considere central, deben situarse de manera que la repulsión electrostática entre dos pares sea mínima. Así, lo primero es hacer un balance electrónico de la molécula en base a octetos, luego decidir cuál átomo se considera central para luego analizar qué pasa con los pares de electrones alrededor de éste.

**III.D.2. Teoría de la Hibridación de Orbitales Atómicos**


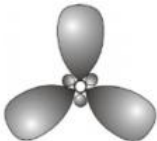



En algunas moléculas se presenta el problema de explicar cómo a partir de orbitales atómicos diferentes se pueden formar enlaces idénticos. Hay que suponer que durante la reacción se produce un proceso de hibridación o recombinación de orbitales atómicos puros, resultando unos nuevos orbitales atómicos híbridos.

Se caracterizan porque:

1. Se producen el mismo número de orbitales híbridos que orbitales atómicos de partida. Ser todos iguales, energética y formalmente (es decir, la forma del orbital).
2. Se diferencian entre sí respecto a su orientación espacial.
3. Para que pueda existir hibridación, la energía de los orbitales atómicos de partida debe ser muy similar.
4. Los ángulos entre ellos son iguales. Puede haber diferentes combinaciones de orbitales atómicos. Esa simbología indica el número de orbitales atómicos que se están combinando y el tipo de cada uno de ellos.

| Orbital           | Significado  | s   | p   | d   |
|-------------------|--|-----|-----|-----|
| sp                | Se combina 1 orbital s con 1 orbital p               | 50% | 50% | -   |
| sp <sup>2</sup>   | Se combina 1 orbital s con 2 orbitales p             | 33% | 67% | -   |
| sp <sup>3</sup>   | Se combina 1 orbital s con 3 orbitales p             | 25% | 75% | -   |
| sp <sup>3</sup> d | Se combina 1 orbital s, 3 orbitales p y un orbital d | 20% | 60% | 20% |

Los diferentes orbitales moleculares producidos al combinar orbitales atómicos, tienen disposiciones espaciales diferentes, los cuales definen diferentes geometrías moleculares.

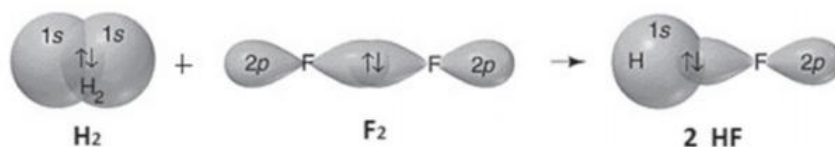
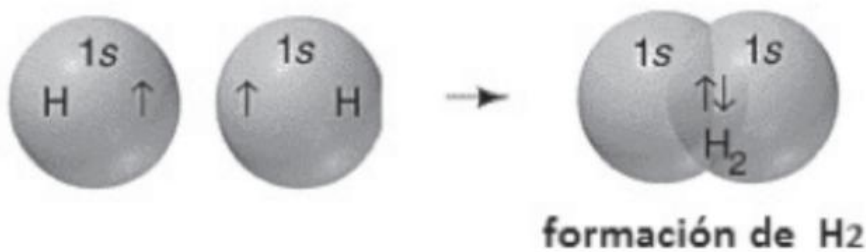
| Tipo                           | Orbitales implicados        | Geometría                | Orbitales híbridos   | Ángulos (suponiendo todos los enlaces iguales) | Ejemplos   |
|--------------------------------|-----------------------------|--------------------------|--|--|--|
| sp                             | 1 orb s + orb p             | Lineal (diagonal)        |    | 180°   | BeCl <sub>2</sub> , CO, CO <sub>2</sub>                                |
| sp <sup>2</sup>                | 1 orb s + 2 orb p           | Triangular (trigonal)    |    | 120°   | BF <sub>3</sub> , HCHO   |
| sp <sup>3</sup>                | 1 orb s + 3 orb p           | Tetraédrica (tetragonal) |   | 109,5°   | H <sub>2</sub> O, NH <sub>3</sub> , CH <sub>4</sub> , CCl <sub>4</sub> |
| sp <sup>3</sup> d              | 1 orb s + 3 orb p + 1 orb p | Bipirámide trigonal      |  | 90°, 120°                                      | PF <sub>5</sub>  |
| sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup> | 1 orb s + 3 orb p + 2 orb p | Octaédrica               |  | 90°  | SF <sub>6</sub>  |

**Ejemplo**

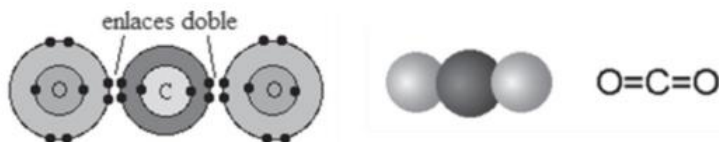
El Berilio pertenece al grupo II A, por lo tanto tiene dos electrones de valencia a su alrededor, de modo que para que estos se encuentren lo más alejados posibles, al enlazarse, formarán un ángulo de  $180^\circ$  entre sí, generando la máxima separación entre los pares de electrones uniéndose en enlaces simples con el Cloro.

Estructura lineal para  $\text{BeCl}_2$ 

Otros ejemplos a considerar:

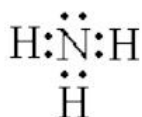


Para el  $\text{CO}_2$ , que es de geometría lineal, no quedan electrones libres. Recordemos que la configuración electrónica del C  $1s^2 2s^2 2p^2$ , tiene 4 electrones en la capa de valencia y al unirse al Oxígeno que tiene 2 electrones enlazantes, se forman enlaces de dos pares de electrones con cada oxígeno, se forman dos enlaces dobles y la molécula es lineal.



Procedimiento para determinar la estructura de una molécula, por ejemplo, la de  $\text{NH}_3$ , amoníaco:

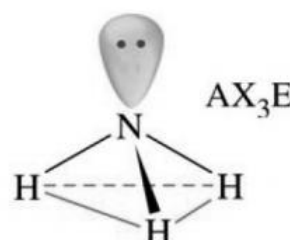
1. Escribir la estructura de Lewis (octeto). El N pertenece al grupo VA.
2. Contar los pares electrónicos y reagruparlos para minimizar la repulsión. Su configuración es  $1s^2 2s^2 2p^3$ . Esta molécula presenta 5 electrones en la última capa, un par electrónico solitario y tres pares compartidos.
3. Se ubica los átomos H en sus posiciones, los tres compartiendo pares de electrones.



4. Se nombra la estructura de la molécula, basandose en la posición de los átomos enlazados. Así, el amoníaco posee una agrupación tetraédrica considerando sus pares electrónicos, pero su geometría es una pirámide trigonal.

| Símbolo | Significado           |
|---------|-----------------------|
| A       | Átomo central         |
| X       | Par de e enlazante    |
| E       | Par de e no enlazante |

| Para el amoníaco NH <sub>3</sub> |    |
|----------------------------------|----|
| N                                | A  |
| 3H                               | 3X |
| 1 par                            | E  |

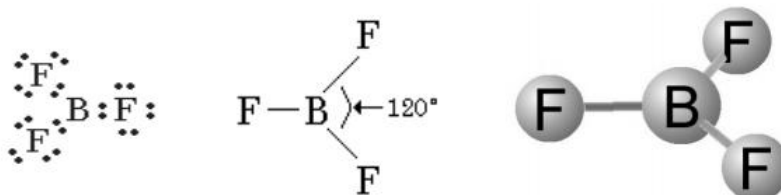


5. Su expresión geométrica es del tipo AX<sub>3</sub>E, cuyo ángulo de enlace es de 109,5°, donde A es el átomo central, X son los sustituyentes y e son los pares electrónicos no enlazados.

Las moléculas en las que tengo distintos átomos centrales, tales como carbono, nitrógeno, oxígeno y flúor, tienen las siguientes disposiciones espaciales, de acuerdo a la formulación de Lewis:

| Grupo            | IVA   | VA  | VIA   | VIIA  |
|------------------|---|---|---|---|
| Símbolo de Lewis | $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$ |
| Molécula         | $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$         | $\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$                   | $\begin{array}{c} \text{H}:\ddot{\text{O}}: \\   \\ \text{H} \end{array}$                           | $\text{H} \cdot \cdot \cdot \text{F} \cdot \cdot \cdot$   |
| Fórmula          | CH <sub>4</sub>   | NH <sub>3</sub>   | H <sub>2</sub> O  | HF  |
| Nombre           | metano  | amoníaco  | agua  | Fluoruro de hidrógeno   |
| Geometría        | <br>109,5°  | <br><109,5°   | <br><109,5°   | $\begin{array}{c} \text{H} - \text{F} \\ \delta^+ \quad \delta^- \end{array}$                       |
|                  | Tetraédrico   | Piramidal   | Angular   | Lineal  |

En la estructura de Lewis para el  $\text{BF}_3$ , el boro no presenta pares solitarios y está rodeado por tres pares de electrones que forman enlaces. Es una molécula deficiente en electrones (solo  $6 \text{ e}^-$ ). Los enlaces de flúor deben tener mínima la repulsión, por lo que la geometría molecular es triangular plana formando ángulos de  $120^\circ$ .



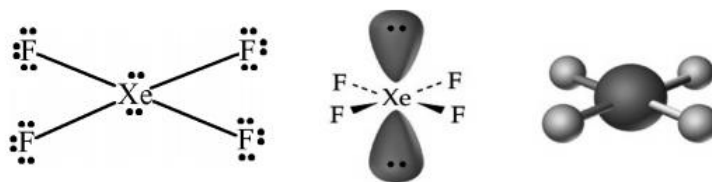
### III.D.3. Tabla de las formas geométricas de las moléculas

|   |  |                                |
|---|--|--------------------------------|
| $\text{X}-\text{A}-\text{X}$<br>Lineal, $180^\circ$ | <br>Lineal, $180^\circ$                  | <br>Forma - T                  |
| <br>Trigonal plana, $120^\circ$                     | <br>Angular.<br>$120^\circ$              | <br>Cuadrada plana, $90^\circ$ |
| <br>Tetraédrica, $109,5^\circ$                      | <br>trigonal piramidal,<br>$109,5^\circ$ | <br>Angular, $109,5^\circ$     |
| <br>Bipirámide trigonal<br>$90^\circ$ y $120^\circ$ | <br>Octaédrica $90^\circ$                |                                |

\* Notar que los pares de electrones no enlazantes ocupan un espacio que influye en la forma geométrica de la molécula.

**Ejemplo:**

Debido a que los gases nobles presentan una estructura de capas de valencia **sp** completamente ocupadas, se pensó que eran químicamente inactivos y por muchos años se les consideró gases inertes hasta que en 1960 varios compuestos de Kr, Xe y Rn fueron sintetizados.



El  $\text{XeF}_4$ , cuya estructura de Lewis muestra que el átomo Xe se encuentra rodeado por seis pares de electrones, en total 12 electrones, esto exige que su forma geométrica sea octaédrica.

En este caso las nubes electrónicas están separadas por  $180^\circ$  y se evita la repulsión de los pares de electrones solitarios.

**Otros ejemplos:**

| Fórmula                 | Ejemplo                       | Geometría        | Poliedro  | Modelo |
|-------------------------|-------------------------------|------------------|-----------|--------|
| $\text{AX}_2$           | $\text{H}-\text{Be}-\text{H}$ | Lineal           | línea     |        |
| $\text{AX}_3$           |                               | Triangular plana | Triangulo |        |
| $\text{AX}_2\text{E}$   |                               | Angular          | Triangulo |        |
| $\text{AX}_4\text{E}_2$ |                               | Cuadrada plana   | Octaedro  |        |

| Fórmula                            | Ejemplo | Geometría                   | Poliedro      | Modelo |
|------------------------------------|---------|-----------------------------|---------------|--------|
| <b>AX<sub>4</sub></b>              |         | Tetraédrica                 | <br>Tetraedro |        |
| <b>AX<sub>3</sub>E</b>             |         | Piramidal                   | <br>Tetraedro |        |
| <b>AX<sub>2</sub>E<sub>2</sub></b> |         | Angular                     | <br>Tetraedro |        |
| Fórmula                            | Ejemplo | Geometría                   | Poliedro      | Modelo |
| <b>AX<sub>6</sub></b>              |         | Bipirámide de base cuadrada | <br>Octaedro  |        |
| <b>AX<sub>5</sub>E</b>             |         | Pirámide de base cuadrada   | <br>Octaedro  |        |
| <b>AX<sub>4</sub>E<sub>2</sub></b> |         | Cuadrada plana              | <br>Octaedro  |        |

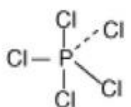
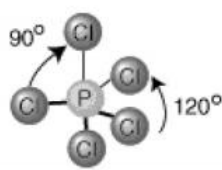

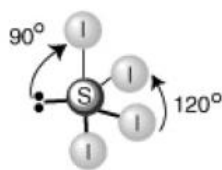
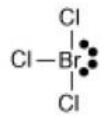
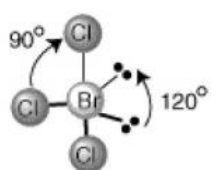
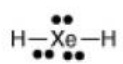
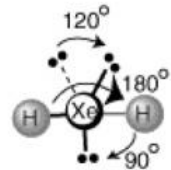
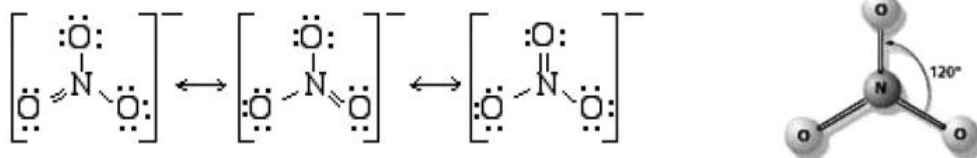
| Fórmula   | Ejemplo  | Geometría                     | Poliedro            | Modelo   |
|-----------|--|-------------------------------|---------------------|--|
| $AX_5$    |   | Bipirámide de base triangular | Bipiramide trigonal |   |
| $AX_4E$   |   | Seesaw                        | Bipiramide trigonal |   |
| $AX_3E_2$ |   | Modelo T                      | Bipiramide trigonal |   |
| $AX_2E_3$ |  | Lineal                        | Bipiramide trigonal |  |

Tabla Resumen geometría molecular

| Geometría electrónica | Representación | Ángulo                              | Hibridación | Ejemplo  |
|-----------------------|----------------|-------------------------------------|-------------|----------|
| Lineal                | $AX_2$         | $180^\circ$                         | $sp$        | $BeH_2$  |
| Triangular plana      | $AX_3$         | $120^\circ$                         | $sp^2$      | $BF_3$   |
| Angular               | $AX_2E$        | $120^\circ$                         | $sp^2$      | $SO_2$   |
| Tetraédrica           | $AX_4$         | $109,5^\circ$                       | $sp^3$      | $SiH_4$  |
| Piramidal             | $AX_3E$        | $109,5^\circ$                       | $sp^3$      | $NCl_3$  |
| Angular               | $AX_2E_2$      | $109,5^\circ$                       | $sp^3$      | $H_2O$   |
| Bipirámide triangular | $AX_5$         | $180^\circ, 120^\circ$ y $90^\circ$ | $sp^3d$     | $AsCl_5$ |
| Octaédrica            | $AX_6$         | $180^\circ$ y $90^\circ$            | $sp^3d^2$   | $SF_6$   |

### III.E. Enlaces múltiples

Para moléculas con enlaces dobles, enlaces triples, etc., tomemos como ejemplo la estructura del ión  $\text{NO}_3^-$ , para él se requiere escribir tres estructuras resonantes:



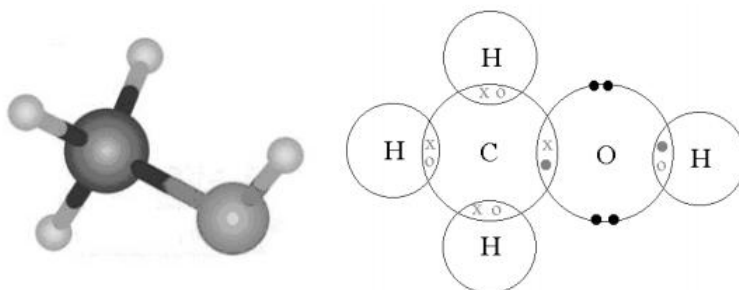
Se sabe que el ión  $\text{NO}_3^-$  es plano con ángulos de enlace de  $120^\circ$  y esta estructura planar es la que se espera para tres pares de electrones solitarios alrededor del átomo central. Esto significa que un doble enlace debe contarse como un par solitario efectivo en la descripción de la geometría molecular.

Otros ejemplos:

| Molécula           | Fórmula            | Estructura de resonancia |
|--------------------|--------------------|--------------------------|
| Ozono              | $\text{O}_3$       |                          |
| Bicarbonato        | $\text{CO}_3^{2-}$ |                          |
| Trióxido de azufre | $\text{SO}_3$      |                          |

### III.F. Moléculas que tienen más de un átomo central

Para ilustrar estos casos, usemos la molécula de metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ). La geometría se puede predecir investigando previamente como se ordenan los pares enlazantes alrededor de cada uno de los átomos participantes, que no son de los extremos, esto es, carbono y oxígeno.



Nótese que hay 4 pares solitarios de electrones alrededor del carbono, que lo obligan a adoptar una forma tetraédrica. Alrededor de éste, se ubican 3 átomos H y el átomo O que proviene del grupo OH, adopta geometría angular.

#### Otros ejemplos

|                     |   |  |  |
|---------------------|---|--|--|
| Estructura de Lewis |   |  |  |
| Presentación 3D     |   |  |  |
| Nombres             | <p style="text-align: center;"><b>Etanol</b></p> <p>Los átomos de carbono presentan hibridación <math>sp^3</math>, cuya geometría molecular es tetraédrica.<br/>La hibridación del átomo de oxígeno es <math>sp^3</math>, sin embargo, la geometría molecular es angular.</p> | <p style="text-align: center;"><b>Acetona</b></p> <p>Los átomos de C unidos a H tienen hibridación <math>sp^3</math>, cuya geometría es tetraédrica.<br/>El C unido con enlace doble a O, tiene hibridación <math>sp^2</math>, cuya geometría es traingular plana.</p> | <p style="text-align: center;"><b>Ácido acético</b></p> <p>Los átomos de C unidos a H tienen hibridación <math>sp^3</math>, cuya geometría es tetraédrica.<br/>El C unido al O con enlace doble tiene hibridación <math>sp^2</math>, con geometría molecular trigonal plana.<br/>El O presenta hibridación <math>sp^3</math>, con geometría molecular angular.</p> |

### III.G. Polaridad molecular

Ya hablamos acerca de los tipos de enlace, si son polares o apolares. Pero cabe presuntarse lo siguiente: la molécula de  $\text{CO}_2$  tiene uniones intramoleculares polares, pero es una molécula apolar. ¿Por qué ocurre esto?, para predecir la polaridad de la molécula no basta con ver qué tipo de enlace tiene la molécula, también hay que considerar la:

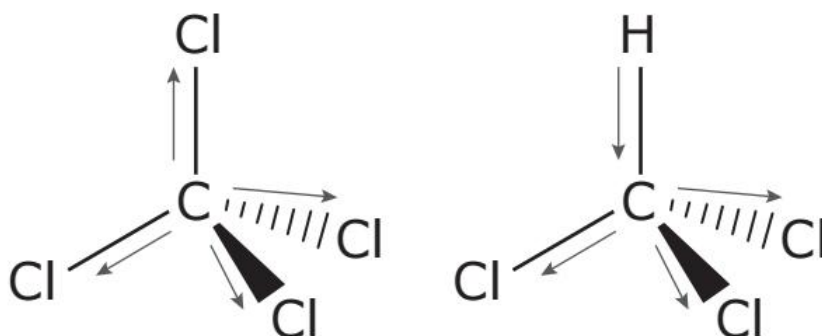
#### III.G.1. Geometría molecular

Una molécula completamente simétrica y con todos sus átomos enlazantes al central idénticos, será apolar, tal que no haya pares de electrones libres sobre el átomo central. Esto cambia si los átomos unidos al átomo central son diferentes y se pierde la simetría. Ahora, si el átomo central posee pares de electrones libres la molécula será polar.

#### III.G.2. Tipo de átomos enlazantes

Si se trata de moléculas homoatómicas, es decir, átomos de la misma especie enlazados en una molécula, son apolares. Si los átomos unidos entre sí son diferentes, se considera una molécula polar.

Sea como sea hay que considerar estos dos criterios al momento de definir polaridad molecular.



El tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$ , (izquierda) es completamente simétrico, tiene todos sus enlaces polares y átomos enlazantes de la misma especie, siendo una molécula completamente apolar. El cloroformo,  $\text{CHCl}_3$ , (derecha) tiene la misma geometría que el  $\text{CCl}_4$ , sin embargo, como el hidrógeno tiene electronegatividad menor que el carbono y el cloro, la densidad electrónica está desplazada hacia los átomos de cloro, exhibiendo una carga parcial positiva en el hidrógeno y parcial negativa entre los átomos de cloro.



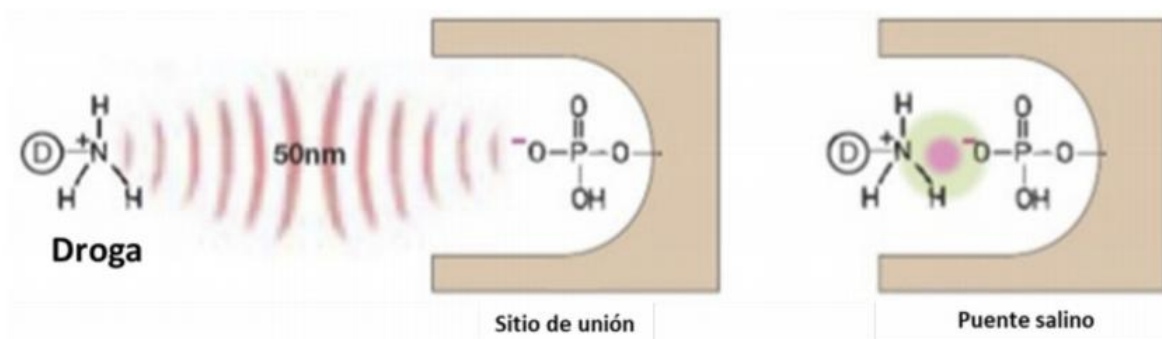
La molécula de  $\text{H}_2$  (izquierda) es apolar, pues es una molécula homoatómica. La molécula de cloruro de hidrógeno o ácido clorhídrico (derecha) es completamente polar, pues el hidrógeno es menos electronegativo que el cloro, desplazándose la densidad electrónica hacia la derecha, generando dipolos.

### III.H. Interacciones intermoleculares

Las siguientes son distintas formas en las que encontramos atracciones o repulsiones entre las distintas moléculas en la naturaleza:

#### III.H.1. Interacciones electrostáticas

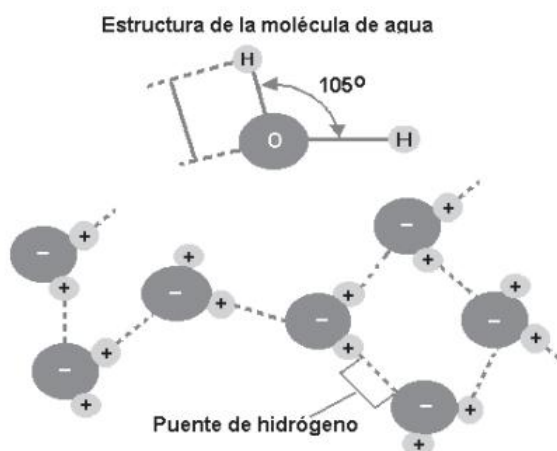
Este tipo de interacciones se establecen entre dos grupos con cargas (iónicas) opuestas, también se denominan par iónico o puente salino. En ausencia de agua, las interacciones iónicas son muy fuertes; sin embargo, en solución acuosa los enlaces iónicos se debilitan debido a que las sales se disocian (se disuelven en agua). Los enlaces iónicos son importantes en sistemas biológicos como en el caso de enzimas que unen sustratos (como drogas) cargados positivamente empleando grupos funcionales con carga opuesta.



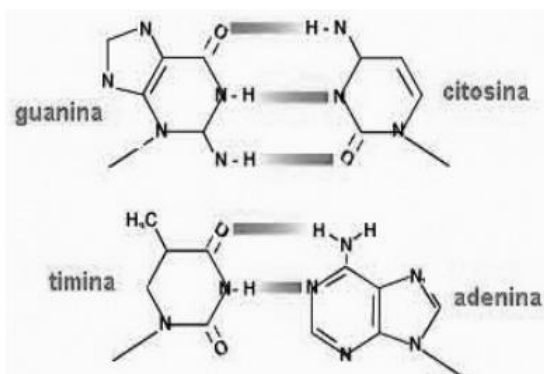
De acuerdo al esquema, la droga, con carga positiva, se unirá a una proteína cuyo sitio de unión posee una carga negativa. Cuando ambas moléculas están cercanas (50 nm) las interacciones electrostáticas aumentan, llegando a formar un complejo droga-proteína a través de un puente salino.

#### III.H.2. Puentes de hidrógeno

Los puentes de hidrógeno son un tipo de interacción electrostática que se establece entre un grupo dador débilmente ácido, que pueda ceder un átomo de hidrógeno y un grupo aceptor que posea un par de electrones libres, por ejemplo, los átomos de F, O y N, es decir, una carga negativa parcial con la cual atraer al átomo de hidrógeno del dador. Los dos átomos entre los que se establece el puente son de naturaleza electronegativa. Los puentes de hidrógeno son **colineares**.



La molécula que se caracteriza por este tipo de interacciones es el agua. Además, los encontramos en el ADN y algunas proteínas. Este tipo de enlace es más fuerte que las fuerzas de Van der Waals, pero más débil que los enlaces covalentes.



Los puentes de hidrógeno están presentes en biomoléculas (moléculas biológicas) como el ADN. Las hebras de esta molécula pueden mantenerse unidas gracias a puentes de hidrógeno intercatenarios, los cuales se establecen entre las bases nitrogenadas de los nucleótidos que conforman a esta molécula.

| Puentes de hidrógeno | Energía de enlace (kcal/mol) |
|----------------------|------------------------------|
| O – H ..... O        | 6                            |
| C – H ..... O        | 2 a 3                        |
| O – H ..... N        | 4 a 7                        |
| N – H ..... O        | 2 a 3                        |
| F – H ..... F        | 7                            |

Dependiendo del átomo con el cual el H establezca esta interacción, este puede ser más fuerte o débil, lo cual queda expresado por la energía necesaria para romperla, de acuerdo a lo expresado en la tabla.

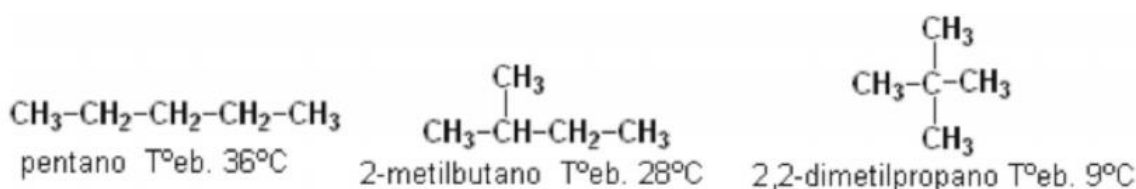
### III.H.3. Interacciones de Van der Waals

Interacción de tipo electrostática que se establece entre dos grupos no cargados, pero que sean dipolos permanentes o dipolos inducidos. Las fuerzas de Van der Waals son muy débiles individualmente, pero son importantes en compuestos de cadena larga (por ejemplo, en los polímeros).

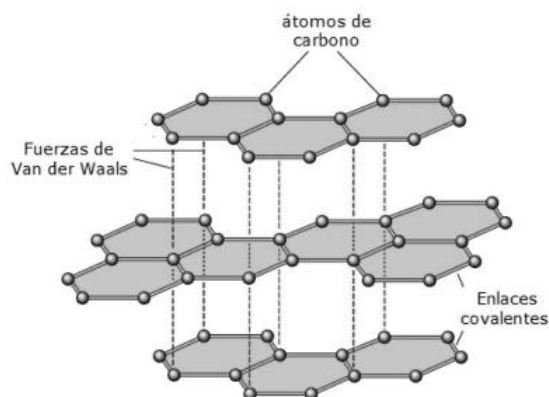
Esta es una fuerza muy importante en biología, porque es uno de los enlaces que estabilizan la conformación de las proteínas. la energía del enlace de Van der Waals es de 1-2 kcal/mol. Para que aumenten las fuerzas de Van der Waals en las distintas moléculas se tiene que tener moléculas lineales, situadas paralelamente y lo más largas posibles, es decir, disminuyen las fuerzas de Van der Waals en moléculas cortas, ramificadas y situadas de manera perpendicular.

**Ejemplo:**

Los isómeros de cadena del pentano difieren en su punto de ebullición. La forma lineal de la molécula de n-pentano permite un contacto estrecho con las moléculas adyacentes, mientras que la molécula de 2,2-dimetilpropano, más esférica, no permite ese contacto.

**Otro ejemplo:**

En el grafito de estructura hexagonal se unen átomos de carbono (con hibridación  $sp^2$  y geometría triangular plana) forma tres enlaces covalentes en el mismo plano con ángulo de  $120^{\circ}$  y que un orbital  $\pi$  (pi) perpendicular a ese plano quede libre (orbitales deslocalizados que definen el comportamiento eléctrico del grafito). El enlace covalente entre los átomos de los hexágonos es muy fuerte, sin embargo, la unión entre las capas se realiza por fuerzas de Van der Waals e interacciones entre los orbitales  $\pi$ , y son mucho más débiles.

**III.H.4. Fuerzas de London o de dispersión**

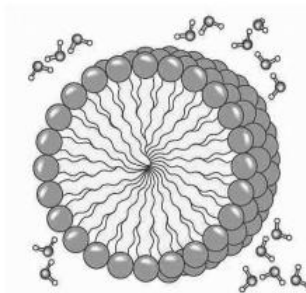
Se presentan en todas las sustancias moleculares apolares. Son el resultado del movimiento de los electrones y de la atracción entre los extremos positivo y negativo de los dipolos inducidos en moléculas adyacentes. La intensidad de las fuerzas de London depende de la facilidad con que se polarizan los electrones de una molécula, y eso depende del número de electrones en la molécula y de la fuerza con que los retiene la atracción nuclear. En general, cuantos más electrones haya en una molécula más fácilmente podrá polarizarse. Así también, las moléculas grandes son fácilmente polarizables y, las moléculas más pequeñas son menos polarizables.



En el caso de la molécula de yodo ( $\text{I}_2$ ), el elemento I es altamente polarizable, es decir, en presencia de campos magnéticos o eléctricos (acercar un imán o una partícula cargada) presenta una distribución asimétrica de sus electrones, induciendo dipolos temporales en la molécula de  $\text{I}_2$ .

### III.H.5. Interacciones hidrofóbicas

Las interacciones hidrofóbicas se aplican a sustancias que son repelidas por el agua o que no se pueden mezclar con ella, son producto de las fuerzas que minimizan el contacto de moléculas apolares (Ej. lípidos) con moléculas polares (Ej. agua).





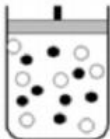
### III.H.6. Energías de interacciones intra e intermoleculares

Las diferentes fuerzas intra e intermoleculares pueden ser más fuertes o débiles dependiendo del entorno en el cual se presenten.

| Tipo de enlace      | Longitud (nm) | Energía (kcal/mol) |         |
|---------------------|---------------|--------------------|---------|
|                     |               | En vacío           | En agua |
| Covalente           | 0,15          | 90                 | 90      |
| Iónico              | 0,25          | 80                 | 3       |
| Puente de Hidrógeno | 0,30          | 4                  | 0,1     |
| Van der Waals       | 0,35          | 0,1                | 0,1     |
| Fuerzas de London   | -             | 0,012 – 9,56       | -       |

Se puede observar que los enlaces covalentes son uniones fuertes tanto en el vacío como en medios acuosos. Por otro lado, las interacciones iónicas son muy fuertes en el vacío, sin embargo, en agua son una de las más débiles, al igual que los puentes de hidrógeno. Vemos también que, en el vacío, los puentes de hidrógeno son las interacciones moleculares no iónicas más fuertes, lo cual explica por qué compuestos que presentan este tipo de interacción intermolecular suelen ser líquidos o sólidos, con altos puntos de ebullición y fusión.

### III.H.7. Estados de agregación molecular

| Estados de la materia y sus principales diferencias |  |   |   |
|---|--|---|---|
| Estado  | Sólido   | Líquido   | Gaseoso   |
| <b>Propiedad</b>                                    |   |   |                                    |
| <b>Organización molecular</b>                       | Empaquetadas, juntas unas con otras.   | No tan separadas; las moléculas se encuentran en contacto unas con otras.   | Ampliamente separadas.  |
| <b>Fuerzas de cohesión intramolecular</b>           | Fuerzas de atracción muy fuertes.  | Fuerzas de atracción considerables, pero no más que las del estado sólido.  | Fuerzas de atracción casi nulas.  |
| <b>Forma</b>  | Definida.  | No poseen forma definida propia, si no que adquieren la del recipiente que las contiene.                                    | No poseen forma definida, y al igual que los gases, si están contenidos adquieren la del recipiente que las contiene. |
| <b>Volumen</b>                                      | Definido.  | Una cantidad dada de líquido, posee un volumen definido.  | Sin volumen propio; poseen el volumen del recipiente que los contiene.  |
| <b>Movimiento molecular</b>                         | Se encuentra muy restringido, aunque existe movimiento como la vibración.  | Pueden moverse en todo momento, resbalan unas sobre otras sin gran dificultad. El movimiento es más lento que en los gases. | Muy libre y aumenta con la temperatura.   |
| <b>Difusión</b>                                     | Muy lenta debido a la alta fuerza de cohesión entre ellas.   | Más rápida que en los sólidos.  | Fácil y depende en gran medida de la densidad del gas.  |
| <b>Compresibilidad</b>                              | Muy difícil debido a que las partículas se encuentran en contacto entre sí, y al comprimir mucho puede deformar las partículas individuales. | Difícil, bajo el efecto de presiones enormes.   | Fácil debido al espacio que hay entre las moléculas.  |
| <b>Densidad</b>                                     | Alta y cambia muy poco con los cambios de presión y temperatura.   | Alta, y cambia poco con los cambios de presión y temperatura.   | Rápida.   |
| <b>Miscibilidad</b>                                 | Extremadamente lenta, y bajo condiciones generalmente extremas.  | Más rápidas que en los sólidos.   | Rápida.   |
| <b>Energía cinética</b>                             | Sus moléculas poseen muy poca energía cinética, debido a su poco movimiento.   | La energía cinética es mayor que en la de los sólidos.  | Las moléculas están dotadas de alta energía cinética.   |
| <b>Organización molecular</b>                       | Empaquetadas, juntas unas con otras.   | No son tan separadas; las moléculas se encuentran en contacto unas con otras.   | Ampliamente separadas.  |
| <b>Fuerzas de cohesión intramolecular</b>           | Fuerzas de atracción muy fuertes.  | Fuerzas de atracción considerables, pero no más que las del estado sólido.  | Fuerzas de atracción casi nulas.  |

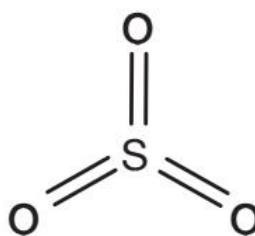
**EJERCICIOS****Enlace Químico****Selección múltiple**

1. ¿Con qué par de los siguientes átomos podremos formar solo un enlace covalente simple?
  - A) F – Na.
  - B) N – N.
  - C) Ne – He.
  - D) H – O.
  - E) O – O.
  
2. Respecto del compuesto  $\text{HC} \equiv \text{CH}$  es incorrecto decir
  - A) Es una molécula lineal.
  - B) La longitud de su enlace triple es  $1,21 \text{ \AA}$ .
  - C) Tiene geometría tipo bote.
  - D) Es una molécula apolar.
  - E) Es un gas inflamable.
  
3. ¿Cuál de las siguientes moléculas contiene 24 electrones de valencia en total?
  - A)  $\text{CO}_2$
  - B)  $\text{NO}_2$
  - C)  $\text{SO}_3$
  - D) NO
  - E)  $\text{SO}_2$
  
4. ¿Cuál de los siguientes pares de átomos pueden formar un doble enlace?
  - A) C – Cl.
  - B) H – H.
  - C) N – Br.
  - D) O – N.
  - E) C – H.
  
5. ¿Cuál(es) de los siguientes átomos puede formar doble enlace?
  - A) C.
  - B) O.
  - C) S.
  - D) N.
  - E) Todos ellos.

6. De los siguientes sets de elementos, ¿cuáles existen como moléculas monoatómicas?
- A) Nitrógeno, neón, argón y oxígeno.
  - B) Nitrógeno, cloro, bromo y oxígeno.
  - C) helio, neón, argón y criptón.
  - D) oxígeno, calcio, nitrógeno y magnesio.
  - E) calcio, bario, magnesio y berilio.
7. ¿Cuál de las siguientes moléculas es la más polar?
- A) HCl
  - B) HI
  - C) I<sub>2</sub>
  - D) Cl<sub>2</sub>
  - E) HBr
8. ¿Cuál de las siguientes moléculas contiene al menos un enlace múltiple?
- A) H<sub>2</sub>
  - B) N<sub>2</sub>
  - C) CH<sub>4</sub>
  - D) Cl<sub>2</sub>
  - E) Br<sub>2</sub>
9. Respecto de las Fuerzas de Van der Waals, **no** corresponde afirmar que
- A) son enlaces intermoleculares.
  - B) se presentan en enlaces entre moléculas covalentes.
  - C) aumentan su fuerza en compuestos de cadena larga.
  - D) disminuyen su fuerza en cadenas ramificadas.
  - E) son interiónicas.
10. La existencia de un enlace doble es consistente al compartir \_\_\_\_\_ electrones
- A) Dos.
  - B) Tres.
  - C) Cuatro.
  - D) Seis.
  - E) Ocho.
11. La polaridad de la molécula de agua es debida a
- A) La diferencia de electronegatividades entre O e H.
  - B) Su geometría tetraédrica.
  - C) La influencia de las uniones electrostáticas.
  - D) Que es angular.
  - E) El desplazamiento de la nube electrónica hacia el oxígeno en cada enlace.

12. El amoníaco,  $\text{NH}_3$ , tiene una geometría del tipo:
- A)  $\text{AX}_3$
  - B)  $\text{AX}_3\text{E}$
  - C)  $\text{AX}_3\text{E}_3$
  - D)  $\text{XA}_3$
  - E)  $\text{AXE}_3$
13. Es **incorrecto** decir que las Fuerzas de Van der Waals
- A) se establecen entre grupos no cargados, pero que sean dipolos permanentes o dipolos inducidos.
  - B) son débiles individualmente.
  - C) aumentan en moléculas largas que se orienten en forma paralela.
  - D) aumentan al aumentar las ramificaciones en las moléculas.
  - E) se establece entre moléculas covalentes.
14. Qué tipos de enlaces presenta el  $\text{HNO}_3$
- A) 1 enlace simple, un enlace doble y un enlace covalente coordinado.
  - B) 3 enlaces simples y un enlace doble.
  - C) 2 enlaces simples y un enlace covalente coordinado.
  - D) 2 enlaces simples, un enlace doble y un enlace covalente coordinado.
  - E) 2 enlaces simples, un enlace triple y un enlace covalente coordinado.
15. De acuerdo a las fórmulas de Lewis, el ión carbonato ( $[\text{CO}_3]^{2-}$ ) contiene \_\_\_\_\_ enlace(s) simple(s) y \_\_\_\_\_ enlace(s) múltiple(s)
- A) dos - uno.
  - B) dos - dos.
  - C) uno - ninguno.
  - D) cuatro - dos.
  - E) uno - dos.
16. Los compuestos derivados de no metales **no** tienen las siguientes características:
- A) Son solubles en agua.
  - B) Son malos conductores de la electricidad.
  - C) Se encuentran en estado gaseoso.
  - D) El diamante es uno de ellos.
  - E) Generalmente apolares.
17. Indique la fórmula del compuesto iónico formado por Al (grupo III-A) y S (grupo VI-A)
- A)  $\text{AlS}_2$
  - B)  $\text{Al}_2\text{S}$
  - C)  $\text{Al}_2\text{S}_3$
  - D)  $\text{Al}_3\text{S}_2$
  - E)  $\text{Al}_6\text{S}_3$

18. El gas carbónico ( $\text{CO}_2$ ) presenta dos enlaces covalentes
- A) apolares simples y la molécula es apolar.
  - B) simples y la molécula es apolar.
  - C) polares dobles y la molécula es apolar.
  - D) apolares simples y la molécula es polar.
  - E) dativos y la molécula es apolar.
19. Las siguientes características físico-químicas son propias de los compuestos iónicos. ¿Cuál de las alternativas es incorrecta?
- A) Solubles en solventes apolares.
  - B) Enlace no direccional.
  - C) Conducen la electricidad en estado fundido.
  - D) Sólidos duros y cristalinos.
  - E) Son frágiles.
20. La geometría molecular del trióxido de azufre es



- A) Tetraédrica.
  - B) Lineal.
  - C) Trigonal plana.
  - D) Octaédrica.
  - E) Angular.
21. La unidad mínima de un compuesto covalente es llamada(o)
- A) Átomo.
  - B) Elemento.
  - C) Molécula.
  - D) Anión.
  - E) Ion poliatómico.
22. El enlace iónico es también llamado
- A) Mixto.
  - B) Electrovalente.
  - C) No polar.
  - D) Coordinado.
  - E) Electrometálico.

23. Los compuestos óxido de hidrógeno ( $H_2O$ ) y seleniuro de hidrógeno ( $H_2Se$ ) tienen



- I) Cantidad de electrones de valencia.
- II) Capacidad de formar puente de hidrógeno.
- III) Geometría molecular.

- A) Solo I.
- B) Solo II.
- C) Solo III.
- D) Solo I y II.
- E) Solo I y III.

24. El tipo de enlace que presentan el ciclo alcanos corresponde a:

- I. Enlace simple.
- II. Enlace doble.
- III. Enlace triple.

- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) I y III.
- E) I, II y III.

25. El enlace intermolecular que une un hidrógeno con un oxígeno en las moléculas de agua:

- A) Iónicos.
- B) Covalentes.
- C) Puentes de hidrógeno.
- D) Van der Waals.
- E) Covalentes dobles.

26. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene geometría lineal?

- A)  $H_2O$
- B)  $BF_3$
- C)  $BeF_2$
- D)  $CH_4$
- E) Ninguna de Estas

27. ¿Cuál de los siguientes orbitales híbridos forma un ángulo de enlace de aproximadamente  $109^\circ$ ?
- A)  $sp$
  - B)  $sp^2$
  - C)  $sp^3$
  - D)  $sp^3d$
  - E)  $sp^3d^2$
28. El enlace covalente se forma si los elementos:
- I) Poseen electronegatividades altas y semejantes.
  - II) Poseen electronegatividades muy diferentes.
  - III) Comparten electrones.
- Es (son) correctas:
- A) Sólo I.
  - B) Sólo II.
  - C) I y II.
  - D) I y III.
  - E) Todas las anteriores.
29. La unión que se efectúa entre átomos que comparten electrones, donde uno de ellos presenta mayor electronegatividad que el otro, se llama:
- A) Iónico.
  - B) Coordinado.
  - C) Covalente apolar.
  - D) Covalente polar.
  - E) Distributivo.
30. Si el átomo de carbono presenta hibridación  $sp^2$  en sus moléculas, podemos decir que el ángulo de enlace en sus compuestos es:
- A)  $104,5^\circ$ .
  - B)  $109,2^\circ$ .
  - C)  $180^\circ$ .
  - D)  $120^\circ$ .
  - E)  $90^\circ$ .
31. En el ácido cianhídrico, HCN, ¿cuántos electrones forman el enlace CN?
- A) cuatro.
  - B) seis.
  - C) dos.
  - D) tres.
  - E) uno.

## IV. Nomenclatura inorgánica

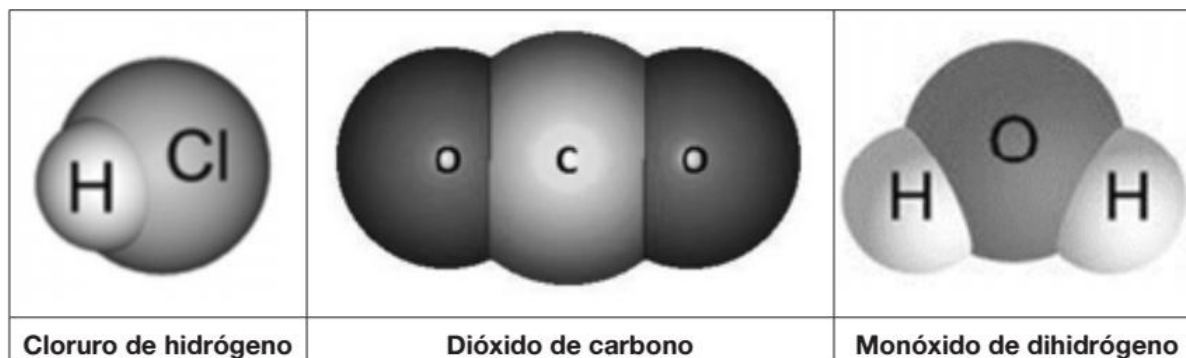
El conjunto de reglas que rige la nomenclatura química data de 1953, cuando la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), después de una minuciosa labor de revisión y unificación de criterios, publicó una reglamentación que, con ligeras modificaciones, sigue vigente en la actualidad.

Las reglas IUPAC tienden a asignar nombres claros y sencillos a los diferentes elementos y compuestos, de tal forma que cada nombre indique la composición considerada y en la medida de lo posible, algunas de sus propiedades.

La nomenclatura empírica de los compuestos se puede deducir utilizando el siguiente algoritmo:

- Los elementos distintos se anotan con su símbolo, desde el más electropositivo al más electronegativo.
- Equilibrar las cargas de ambos elementos usando subíndices.
- Anoto la valencia del primer elemento como subíndice del segundo elemento.
- Anoto la valencia del segundo elemento como subíndice del primer elemento.
- Simplificar si es posible los subíndices utilizados.

### IV.A. Compuestos binarios (formados por dos elementos diferentes)



#### IV.A.1. Nomenclatura de hidruros

Formados por un metal e hidrógeno, se nombran agregando la palabra **hidruro** al nombre del metal o metaloide. En este caso el hidrógeno actúa con valencia 1-.

En la nomenclatura de Stock se puede utilizar el nombre con el prefijo hidruro seguido por el nombre del metal anotando su valencia en números romanos, para metales que tengan más de una valencia.

### METAL + HIDRÓGENO = HIDRURO DEL METAL

En la nomenclatura tradicional, para cationes con dos estados de oxidación, se utilizan los sufijos **oso** para la menor e **ico** para la mayor valencia del metal. En un metal que sólo tenga una valencia se suele utilizar la terminación **ico** para hacer referencia a dicho metal.

|                        |                         |
|------------------------|-------------------------|
| <b>CaH<sub>2</sub></b> | Hidruro de calcio       |
| <b>AsH<sub>3</sub></b> | Hidruro de arsénico     |
| <b>NaH</b>             | Hidruro de sodio        |
| <b>LiH</b>             | Hidruro de litio        |
| <b>FeH<sub>3</sub></b> | Hidruro de hierro (III) |

Números de oxidación más frecuentes de los elementos de la Tabla periódica que forman compuestos

|           |                | GVIIIB    |                   |           |                   |           |                            |           |                   |           |       |           |       |           |    |           |       |           |       |           |       |           |          |           |          |           |                |           |                |
|-----------|----------------|-----------|-------------------|-----------|-------------------|-----------|----------------------------|-----------|-------------------|-----------|-------|-----------|-------|-----------|----|-----------|-------|-----------|-------|-----------|-------|-----------|----------|-----------|----------|-----------|----------------|-----------|----------------|
|           |                | GVB       |                   | GVIB      |                   | GVIIIB    |                            | GIB       |                   | GIIB      |       |           |       |           |    |           |       |           |       |           |       |           |          |           |          |           |                |           |                |
| <b>V</b>  | +2,+3<br>+4,+5 | <b>Cr</b> | +2,+3<br>+6       | <b>Mn</b> | +2,+3<br>+4,+6,+7 | <b>Fe</b> | +2,+3                      | <b>Co</b> | +2,+3             | <b>Ni</b> | +2,+3 | <b>Cu</b> | +1,+2 | <b>Zn</b> | +2 | <b>Ga</b> | +1,+3 | <b>Ge</b> | +2,+4 | <b>As</b> | ±3,+5 | <b>P</b>  | ±3,+5    | <b>Si</b> | +2,±4    | <b>Al</b> | +3             |           |                |
| <b>Nb</b> | +2,+3<br>+4,+5 | <b>Mo</b> | +2,+3<br>+4,+5,+6 | <b>Tc</b> | +4,+5<br>+6,+7    | <b>Ru</b> | +2,+3<br>+4,+5,+6<br>+7,+8 | <b>Rh</b> | +2,+3<br>+4,+5,+6 | <b>Pd</b> | +2,+4 | <b>Ag</b> | +1    | <b>Cd</b> | +2 | <b>In</b> | +1,+3 | <b>Sn</b> | +2,+4 | <b>Sb</b> | ±3,+5 | <b>Te</b> | ±2,+4,+6 | <b>Se</b> | -2,+4,+6 | <b>Br</b> | ±1<br>+3,+5,+7 | <b>Cl</b> | ±1<br>+3,+5,+7 |

### IV.A.2. Nomenclatura de hidrácidos

Cuando estos compuestos se encuentran en solución acuosa, en la nomenclatura tradicional, se nombran empleando la palabra *ácido* seguida de la *raíz del no metal* y la terminación *hídrico*.

**NO METAL + HIDRÓGENO = ÁCIDO DEL NO METAL + HÍDRICO**

Los hidrácidos son siete. Son excepciones: ácido cianhídrico (HCN) y tiociánico (HSCN). En estado gaseoso, se nombran dando la terminación **uro** al no metal.

| Fórmula                | En solución acuosa | En estado gaseoso       |
|------------------------|--------------------|-------------------------|
| <b>HF</b>              | Ácido fluorhídrico | Fluoruro de hidrógeno   |
| <b>HCl</b>             | Ácido clorhídrico  | Cloruro de hidrógeno    |
| <b>HBr</b>             | Ácido bromhídrico  | Bromuro de hidrógeno    |
| <b>HI</b>              | Ácido yodhídrico   | Ioduro de hidrógeno     |
| <b>H<sub>2</sub>S</b>  | Ácido sulfhídrico  | Sulfuro de hidrógeno    |
| <b>H<sub>2</sub>Se</b> | Ácido selenhídrico | Seleniuro de hidrógeno  |
| <b>H<sub>2</sub>Te</b> | Ácido telurhídrico | Teluro de hidrógeno     |
| <b>HCN</b>             | Ácido cianhídrico  | Cianuro de hidrógeno    |
| <b>HSCN</b>            | Ácido tiociánico   | Tiocianato de hidrógeno |

### IV.A.3. Nomenclatura de hidruros de no metal

Los hidruros especiales no se simplifican.

| Nombre Tradicional | Fórmula                           | Nomenclatura IUPAC         |
|--------------------|-----------------------------------|----------------------------|
| Amoníaco           | <b>NH<sub>3</sub></b>             | Hidruro de nitrógeno (III) |
| Hidracina          | <b>N<sub>2</sub>H<sub>4</sub></b> | Hidruro de nitrógeno (II)  |
| Fosfina            | <b>PH<sub>3</sub></b>             | Hidruro de fósforo (III)   |
| Difosfina          | <b>P<sub>2</sub>H<sub>4</sub></b> | Hidruro de fósforo (II)    |
| Silano             | <b>SiH<sub>4</sub></b>            | Hidruro de silicio (IV)    |

#### IV.A.4. Nomenclatura de óxidos

### METAL + OXÍGENO<sup>2-</sup> = ÓXIDO DEL METAL

En la nomenclatura tradicional, para el caso de metales con dos estados de oxidación, se utilizan los sufijos **oso** para la menor e **ico** para mayor valencia del metal.

En la nomenclatura de stock la valencia también puede ser indicada mediante número romano si el metal puede actuar con dos o más valencias. En el ejemplo, el litio tiene una sola valencia, por lo cual no se indica, sin embargo, el titanio tiene valencias 2+ y 4+ y el hierro valencias 2+ y 3+. El oxígeno siempre actúa con valencia 2-, excepto en los peróxidos.

|                                    |                                       |
|------------------------------------|---------------------------------------|
| <b>Li<sub>2</sub>O</b>             | Óxido de litio                        |
| <b>TiO<sub>2</sub></b>             | Óxido de titanio (IV)                 |
| <b>FeO</b>                         | Óxido ferroso u óxido de hierro (II)  |
| <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> | Óxido férrico u óxido de hierro (III) |
| <b>CaO</b>                         | Óxido de calcio                       |
| <b>CrO<sub>3</sub></b>             | Óxido de cromo (VI)                   |

#### IV.A.5. Nomenclatura de anhídridos no metálicos

Formados por un no metal o metaloide y oxígeno, los anhídridos se forman agregando la palabra **anhídrido** al nombre del no metal. Para elementos con más de dos estados de oxidación se utilizan los prefijos **hipo** (valencia 1+) y **per** (valencia 7+).

### NO METAL + OXÍGENO = ANHÍDRICO DEL NO METAL

Coloquialmente se emplean los prefijos: **mono**, **di**, **tri**, **tetra**, etc. Ejemplos: monóxido de carbono (CO), dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>), dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>), trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>).

|                                    |                       |
|------------------------------------|-----------------------|
| <b>CO<sub>2</sub></b>              | Anhídrido carbónico   |
| <b>SO<sub>2</sub></b>              | Anhídrido sulfuroso   |
| <b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>  | Anhídrido nitroso     |
| <b>Cl<sub>2</sub>O</b>             | Anhídrido hipocloroso |
| <b>Cl<sub>3</sub>O<sub>2</sub></b> | Anhídrido cloroso     |
| <b>Cl<sub>5</sub>O<sub>2</sub></b> | Anhídrido clórico     |
| <b>Cl<sub>7</sub>O<sub>2</sub></b> | Anhídrido perclórico  |
| <b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>  | Anhídrido fosfórico   |
| <b>Br<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b> | Anhídrido perbrómico  |

#### IV.A.6. Nomenclatura de sales binarias

Formados por dos elementos: uno metálico y el otro no metálico. En estos compuestos, el símbolo del metal se escribe en primer lugar y, a continuación, el símbolo del no metal.



En las sales binarias, el no metal siempre utiliza su menor valencia y se nombra con la terminación **uro** seguido del nombre del metal.

|                         |                              |
|-------------------------|------------------------------|
| $\text{Fe}_2\text{S}_3$ | Sulfuro de hierro (III)      |
| $\text{CaCl}_2$         | Cloruro de calcio            |
| $\text{BiI}_3$          | Ioduro de bismuto            |
| $\text{AlBr}_3$         | Bromuro de aluminio          |
| $\text{NaCl}$           | Cloruro de sodio (Sal común) |
| $\text{FrF}$            | Fluoruro de francio          |
| $\text{KI}$             | Ioduro de potasio            |
| $\text{Al}_2\text{S}_3$ | Sulfuro de aluminio          |

#### IV.B. Compuestos ternarios (formados por tres elementos diferentes)

##### IV.B.1. Nomenclatura de hidróxidos

Compuestos formados por un metal, oxígeno e hidrógeno. El oxígeno y el hidrógeno se encuentran entre sí unidos en la proporción 1:1, constituyen el radical hidróxido ( $\text{OH}^-$ ) y actúa con valencia 1-. La fórmula general de los hidróxidos es  $\text{M}(\text{OH})_n$ .



Los hidróxidos se nombran agregando las palabras hidróxido del metal. Si un metal puede actuar con más de una valencia, esta se indica mediante un número romano, de manera similar a los compuestos vistos con anterioridad.

|                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| $\text{KOH}$             | Hidróxido de potasio     |
| $\text{NaOH}$            | Hidróxido de sodio       |
| $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | Hidróxido de calcio      |
| $\text{Al}(\text{OH})_3$ | Hidróxido de aluminio    |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | Hidróxido de hierro (II) |

##### IV.B.2. Nomenclatura de oxiácidos

Un oxiácido está formado generalmente por un hidrógeno + no metal o metaloide y oxígeno.



Los oxácidos se nombran agregando a la palabra **ácido**, al nombre del no metal al cual se le hace terminar en el sufijo **oso** (si está actuando con las valencias más bajas) o el sufijo **ico** (si está actuando con las valencias más altas). Para el caso de elementos con más de dos valencias se usan los prefijos **hipo** (para la valencia 1+) y **per** (para la valencia 7+).

| Valencia del no metal | Ácido + Prefijo | Sufijo   |
|-----------------------|-----------------|----------|
| 1+                    | Hipo.....       | .....oso |
| Valencia baja         |                 | .....oso |
| Valencia alta         |                 | .....ico |
| 7+                    | Per.....        | .....ico |

## Ejemplos

|                         |                   |
|-------------------------|-------------------|
| <b>HClO</b>             | Ácido hipocloroso |
| <b>HClO<sub>2</sub></b> | Ácido cloroso     |
| <b>HClO<sub>3</sub></b> | Ácido clórico     |
| <b>HClO<sub>4</sub></b> | Ácido perclórico  |

### IV.B.3. Nomenclatura de oxisal o sal ternaria

Compuestos formados por un metal, un no metal o metaloide y oxígeno.

#### METAL + OH<sup>-</sup> = HIDRÓXIDO DEL METAL

Una sal ternaria se nombra agregando al nombre del no metal las terminaciones **ito** (para el estado de oxidación más bajo) y **ato** (para el estado de oxidación más alto).

| Valencia del no metal | Prefijo   | Sufijo   |
|-----------------------|-----------|----------|
| 1+                    | Hipo..... | .....ito |
| Valencia baja         |           | .....ito |
| Valencia alta         |           | .....ato |
| 7+                    | Per.....  | .....ato |

Para el caso de elementos con más de dos valencias si usan los prefijos **hipo** (para la valencia 1+) y **per** (para la valencia 7+).

|   |                      |
|---|----------------------|
| <b>NaClO</b>                                      | Hipoclorito de sodio |
| <b>Ca(ClO<sub>2</sub>)<sub>2</sub></b>            | Clorito de calcio    |
| <b>KClO<sub>3</sub></b>                           | Clorato de potasio   |
| <b>NaClO<sub>4</sub></b>                          | Perclorato de sodio  |
| <b>Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b>               | Sulfito de sodio     |
| <b>Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b> | Sulfato de aluminio  |
| <b>CaCO<sub>3</sub></b>                           | Carbonato de calcio  |

Las sales de boro, silicio y carbono; terminan en **ato**, ya que estos compuestos, usan sólo una valencia (B3+, C4+ y Si4+).

## IV.C. Radicales

Son grupos de átomos que presentan enlaces covalentes y se comportan como átomos individuales cuando actúan como iones (derivados del ácido correspondiente en la mayoría de los casos). La utilización del grupo radical facilita la nomenclatura.

| Grupo radical          | Nombre       | Grupo radical                      | Nombre               |
|------------------------|--------------|------------------------------------|----------------------|
| $\text{N}^-$           | Nitruro      | $\text{CrO}^-$                     | Cromito              |
| $\text{NH}^-$          | Amiduro      | $\text{CrO}^-$                     | Cromato              |
| $\text{NH}^+$          | Amonio       | $\text{Cr}_2\text{O}^-$            | Dicromato            |
| $\text{NO}^-$          | Nitrito      | $\text{BO}^-$                      | Borito               |
| $\text{NO}^-$          | Nitrato      | $\text{BO}^-$                      | Borato               |
| $\text{S}^-$           | Sulfuro      | $\text{MnO}^-$                     | Permanganato         |
| $\text{HS}^-$          | Hidrosulfuro | $\text{CN}^-$                      | Cianuro              |
| $\text{SO}^-$          | Sulfito      | $\text{SCN}^-$                     | Tiocianato           |
| $\text{SO}^-$          | Sulfato      | $\text{OCN}^-$                     | Cianato              |
| $\text{S}_2\text{O}^-$ | Tiosulfato   | $\text{F}^-$                       | Fluoruro             |
| $\text{S}_2\text{O}^-$ | Persulfato   | $\text{Cl}^-$                      | Cloruro              |
| $\text{PO}^-$          | Fosfito      | $\text{Br}^-$                      | Bromuro              |
| $\text{PO}^-$          | Fosfato      | $\text{I}^-$                       | Ioduro               |
| $\text{HCO}^-$         | Bicarbonato  | $\text{OH}^-$                      | Hidróxido            |
| $\text{CO}^-$          | Carbonato    | $\text{H}^-$                       | Hidruro              |
| $\text{ClO}^-$         | Hipoclorito  | $\text{O}^-$                       | Óxido                |
| $\text{ClO}^-$         | Clorito      | $\text{O}^-$                       | Peróxido             |
| $\text{ClO}^-$         | Clorato      | $\text{O}^-$                       | Superóxido           |
| $\text{ClO}^-$         | Perclorato   | $\text{O}^-$                       | Ozónido              |
| $\text{BrO}^-$         | Hipobromito  | $\text{Se}^-$                      | Seleniuro            |
| $\text{BrO}^-$         | Bromito      | $\text{HSe}^-$                     | Hidroseleniuro       |
| $\text{BrO}^-$         | Bromato      | $\text{HC}_2\text{O}^-$            | Bioxalato*           |
| $\text{BrO}^-$         | Perbromato   | $\text{C}_2\text{O}^-$             | Oxalato*             |
| $\text{IO}^-$          | Hipoyodito   | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$ | Etóxido*             |
| $\text{IO}^-$          | Yodito       | $\text{CH}_3\text{O}^-$            | Metóxido*            |
| $\text{IO}^-$          | Yodato       | $\text{CH}_3\text{COO}^-$          | Acetato*             |
| $\text{IO}^-$          | Peryodato    | $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$   | Fenóxido o fenolato* |

\*Aniones orgánicos, los cuales pueden formar sales al unirse a metales.

## IV.D. Compuestos cuaternarios y más

### IV.D.1. Nomenclatura de sales básicas

**METAL + OH<sup>-</sup> + RADICAL DE ÁCIDO**

Ejemplos:

|                              |                              |
|------------------------------|------------------------------|
| $\text{Cu(OH)NO}_3$          | Nitrato básico de cobre (II) |
| $\text{Al(OH)CO}_3$          | Carbonato básico de aluminio |
| $\text{Al(OH)}_2\text{NO}_2$ | Nitrito dibásico de aluminio |

### IV.D.2. Nomenclatura de sales ácidas

**METAL + H<sup>-</sup> + RADICAL DE ÁCIDO**

Ejemplos:

|                           |   |
|---------------------------|---|
| $\text{KHSO}_4$           | Sulfato ácido de potasio                        |
| $\text{NaHCO}_3$          | Carbonato ácido de sodio (Bicarbonato de sodio) |
| $\text{LiH}_2\text{PO}_4$ | Fosfato diácido de litio                        |

### IV.D.3. Nomenclatura de hidratos

**OXISAL DEL METAL + H<sub>2</sub>O**

Ejemplos:

|  |                                       |
|--|---------------------------------------|
| $\text{CaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ | Cloruro de calcio dihidratado         |
| $\text{MgSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ | Sulfato de magnesio heptahidratado    |
| $\text{KMnO}_4 \times 6\text{H}_2\text{O}$ | Permanganato de potasio hexahidratado |

#### IV.D.4. Algunos nombres antiguos de compuestos comunes

| Nombre antiguo            | Nombre actual  |
|---------------------------|--|
| Aceite de vitriolo        | Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )                                    |
| Ácido muriático           | Ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ )   |
| Ácido prúsico             | Ácido cianhídrico ( $\text{HCN}$ )   |
| Agua de cal               | Disolución de hidróxido de calcio [ $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ] en agua         |
| Agua fuerte               | Ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ )   |
| Agua pesada               | Óxido de deuterio ( $\text{D}_2\text{O}$ )                                     |
| Agua regia                | Mezcla: $3\text{HCl} + \text{HNO}_3$   |
| Alumbre                   | Sulfato de aluminio y potasio [ $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ]                  |
| Alúmina                   | Óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ )                                  |
| Azóe                      | Nitrógeno ( $\text{N}_2$ )   |
| Azúcar de Saturno         | Acetato de plomo [ $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ]                      |
| Bermellón o Cinabrio      | Sulfuro de mercurio(II) ( $\text{HgS}$ )                                       |
| Bicarbonato               | Carbonato ácido de sodio ( $\text{NaHCO}_3$ )                                  |
| Blenda                    | Sulfuro de cinc ( $\text{ZnS}$ )   |
| Bórax                     | Tetraborato de sodio ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ )                     |
| Cal o Cal viva            | Oxido de calcio ( $\text{CaO}$ )   |
| Cal apagada               | Hidróxido de calcio ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ )                               |
| Caliza o Blanco de España | Carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ )  |
| Calomelanos               | Cloruro de mercurio(I) [ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ ]                            |
| Carburo                   | Carburo de calcio ( $\text{CaC}_2$ ) o acetiluro de calcio                     |
| Cardenillo o verdigris    | Acetato de cobre (II) [ $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ]                 |
| Galena                    | Sulfuro de plomo ( $\text{PbS}$ )  |
| Gas de Agua               | Mezcla de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) y monóxido de carbono ( $\text{CO}$ )     |
| Litargirio                | Óxido de plomo(II) ( $\text{PbO}$ )  |
| Magnesia                  | Carbonato de magnesio ( $\text{MgCO}_3$ )                                      |
| Nieve carbónica           | Anhídrido carbónico ( $\text{CO}_2$ ) en estado sólido                         |
| Nitro                     | Nitrato de potasio ( $\text{KNO}_3$ )  |
| Piedra infernal           | Nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ )   |
| Potasa cáustica           | Hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ )  |
| Sal fumante               | Ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ )   |
| Sosa o Ceniza de Soda     | Carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ )                                |
| Sosa cáustica             | Hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ )   |
| Vitriolo                  | Sulfato de hierro(II) (o algún sulfato)  |
| Vitriolo azul             | Sulfato de cobre (II) hidratado ( $\text{CuSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ ) |
| Yeso, Tiza                | Sulfato de calcio dihidratado ( $\text{CaSO}_4 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ )   |

## EJERCICIOS

### NOMENCLATURA INORGÁNICA

#### ACTIVIDAD I

Indique cuál es el nombre de cada uno de los siguientes compuestos

| Nombre               | Compuesto                      | Número |
|----------------------|--------------------------------|--------|
| Bicarbonato de sodio | HCl                            |        |
| Óxido de calcio      | NaOH                           |        |
| Hidruro de aluminio  | H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |        |
| Ácido fluorhídrico   | HF(ac)                         |        |
| Fosfina              | NaCl                           |        |
| Cloruro de sodio     | PH <sub>3</sub>                |        |
| Hidróxido de sodio   | CaO                            |        |
| Ácido sulfúrico      | NaHCO <sub>3</sub>             |        |
| Ácido clorhídrico    | AlH <sub>3</sub>               |        |

#### ACTIVIDAD II

Indicar el o los compuestos que se puede(n) formar al unir los siguientes elementos. Nombre el o los compuestos formados

|                   |  |
|-------------------|--|
| 1. Al y O         |  |
| 2. Ca y S         |  |
| 3. Fe (III) y Br  |  |
| 4. O, S y Na      |  |
| 5. N, H y O       |  |
| 6. O y C          |  |
| 7. Fe (III) y S   |  |
| 8. Ti (IV) y O    |  |
| 9. H y K          |  |
| 10. Cl (V), H y O |  |

**ACTIVIDAD III**

**Anota en el cuadro de respuesta el número del nombre que le corresponde a cada compuesto**

| Fórmula   | Nombre                               | Respuesta |
|---|--------------------------------------|-----------|
| 1. $\text{KMnO}_4$  | Amoniacó                             |           |
| 2. $\text{SO}_2$  | Bicarbonato de sodio                 |           |
| 3. $\text{Na}_2\text{CO}_3$                                 | Hidróxido de amonio                  |           |
| 4. $\text{HClO}_4$  | Permanganato de potasio              |           |
| 5. $\text{H}_2\text{S}_{(\text{ac})}$                       | Sulfato de hierro (III) trihidratado |           |
| 6. $\text{HBr}$   | Bromuro de aluminio                  |           |
| 7. $\text{Ca}(\text{OH})_2$                                 | Cloruro de calcio pentahidratado     |           |
| 8. $\text{CrO}_3$   | Anhídrido sulfuroso                  |           |
| 9. $\text{CaCl}_2 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$               | Hidracina                            |           |
| 10. $\text{KHSO}_4$   | Acido perclórico                     |           |
| 11. $\text{H}_2\text{Se}$                                   | Hidruro de calcio                    |           |
| 12. $\text{Cu}(\text{OH})\text{NO}_3$                       | Carbonato de sodio                   |           |
| 13. $\text{Cu}(\text{OH})_2$                                | Bromuro de hidrógeno                 |           |
| 14. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$                            | Ácido sulfhídrico                    |           |
| 15. $\text{KClO}_2$   | Hidróxido de calcio                  |           |
| 16. $\text{H}_2\text{SO}_4$                                 | Nitrato básico de cobre (II)         |           |
| 17. $\text{CaH}_2$  | Seleniuro de hidrógeno               |           |
| 18. $\text{NH}_4\text{OH}$                                  | Tetracloruro de carbono              |           |
| 19. $\text{Al}(\text{OH})_3$                                | Sulfato ácido de potasio             |           |
| 20. $\text{Fe}_2\text{S}_3$                                 | Oxido de cromo (VI)                  |           |
| 21. $\text{HI}(\text{ac})$                                  | Hidróxido de cobre (II)              |           |
| 22. $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$                             | Sulfato de aluminio                  |           |
| 23. $\text{CO}_2$   | Clorito de potasio                   |           |
| 24. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 3 \text{H}_2\text{O}$ | Sulfuro de hierro (III)              |           |
| 25. $\text{NaHCO}_3$  | Ácido sulfúrico                      |           |
| 26. $\text{HNO}_3$  | Ácido yodhídrico                     |           |
| 27. $\text{AlBr}_3$   | Ácido nítrico                        |           |
| 28. $\text{HCl}(\text{g})$                                  | Ácido peryódico                      |           |
| 29. $\text{NaCl}$   | Fluoruro de potasio                  |           |

| Fórmula                    | Nombre                 | Respuesta |
|----------------------------|------------------------|-----------|
| 30. $\text{CCl}_4$         | Ácido hipofluoroso     |           |
| 31. $\text{TiO}_2$         | Anhídrido carbónico    |           |
| 32. $\text{NH}_3$          | Oxido de titanio (IV)  |           |
| 33. $\text{KF}$            | Perclorato de aluminio |           |
| 34. $\text{N}_2\text{H}_4$ | Cloruro de sodio       |           |
| 35. $\text{HFO}$           | Hidróxido de aluminio  |           |
| 36. $\text{HIO}_4$         | Cloruro de hidrógeno   |           |

## CLASE DE EJERCITACIÓN 1

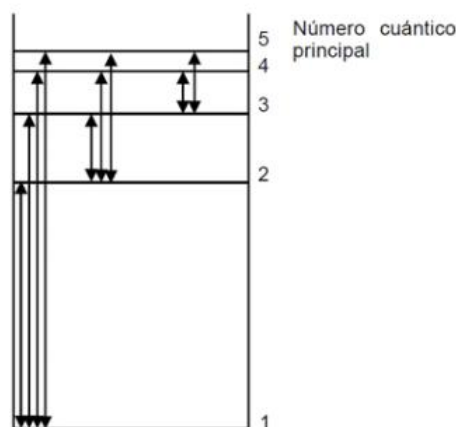
- Estructura atómica
- Propiedades periódicas
- Enlace químico y Geometría molecular

Las preguntas a continuación fueron extraídas de diferentes publicaciones oficiales DEMRE.

1. ¿Cuál opción relaciona correctamente al número cuántico con la orientación espacial, la forma y la energía de un orbital atómico?

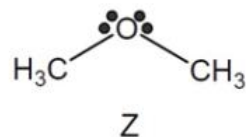
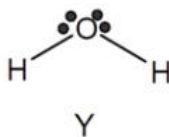
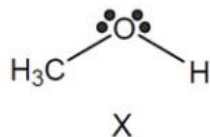
|    | Orientación espacial | Forma | Energía |
|----|----------------------|-------|---------|
| A) | $l$                  | m     | n       |
| B) | $l$                  | n     | m       |
| C) | m                    | n     | $l$     |
| D) | n                    | $l$   | m       |
| E) | m                    | $l$   | n       |

2. En la figura se representan las posibles transiciones espectrales para un átomo X, desde  $n = 1$  a  $n = 5$ .



Al respecto, ¿cuál de las siguientes transiciones emite más energía?

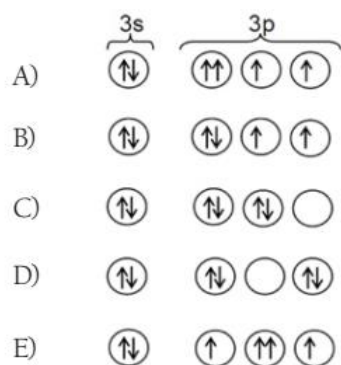
- A) Desde  $n = 1$  a  $n = 5$ .  
 B) Desde  $n = 5$  a  $n = 2$ .  
 C) Desde  $n = 3$  a  $n = 1$ .  
 D) Desde  $n = 3$  a  $n = 2$ .  
 E) Desde  $n = 1$  a  $n = 3$ .
3. ¿Cuál es la configuración electrónica del anión  $^{15}\text{X}^{2-}$ , que es isótono con el  $^{16}_8\text{O}$ ?
- A)  $1s^2 2s^2 2p^3$   
 B)  $1s^2 2s^2 2p^1$   
 C)  $1s^2 2s^2 2p^4$   
 D)  $1s^2 2s^2 2p^6$   
 E)  $1s^2 2s^2 2p^5$
4. En la siguiente figura se representan tres moléculas diferentes, designadas como X, Y y Z:



Al respecto, ¿cuál de las siguientes opciones NO corresponde a una interacción por puente de hidrógeno?

- A) X con X.  
 B) X con Y.  
 C) X con Z.  
 D) Y con Z.  
 E) Z con Z.

5. Un elemento X, que tiene un potencial de ionización muy bajo y otro elemento Y, que posee una alta electroafinidad, pueden formar entre sí, un compuesto cuyo enlace es
- covalente coordinado.
  - iónico.
  - covalente polar.
  - covalente apolar.
  - metálico.
6. El número cuántico de espín electrónico se asocia comúnmente con
- el nivel de energía en que se encuentra el electrón.
  - la orientación espacial de un orbital.
  - la cantidad de electrones en un nivel.
  - el giro del electrón en torno a su propio eje.
  - el tamaño del orbital.
7. La notación orbital que representa el nivel energético principal más externo del azufre ( $Z = 16$ ) en el estado fundamental es

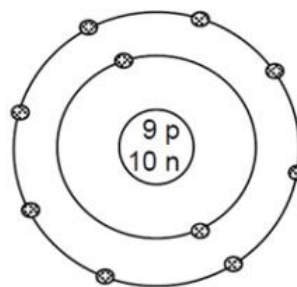
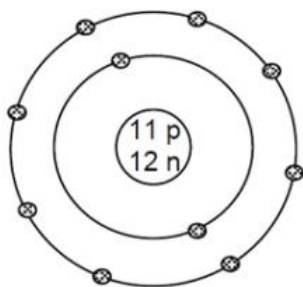


8. La predicción de las propiedades de un elemento en función de la posición que ocupa en el sistema periódico es una
- ley.
  - teoría.
  - inferencia.
  - conclusión.
  - observación.

9. En las siguientes figuras, el sentido de las flechas representa un aumento de una propiedad periódica. ¿Cuál opción contiene las propiedades periódicas que varían de acuerdo al esquema correspondiente a cada columna?

|    |                       |                       |
|----|-----------------------|-----------------------|
|    |                       |                       |
| A) | Energía de ionización | Electronegatividad    |
| B) | Electronegatividad    | Radio atómico         |
| C) | Electronegatividad    | Energía de ionización |
| D) | Radio atómico         | Electronegatividad    |
| E) | Radio atómico         | Energía de ionización |

10. Las figuras representan esquemáticamente a dos especies:



Al respecto, se puede afirmar correctamente que entre ellas se formará un enlace

- A) iónico.  
 B) covalente polar.  
 C) covalente coordinado.  
 D) covalente simple y apolar.  
 E) covalente doble y apolar.
11. La estructura de Lewis correcta para el ácido cianhídrico es

- A)  $\text{H}-\text{C}\equiv\ddot{\text{N}}$   
 B)  $\text{H}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{C}}$   
 C)  $\text{H}-\dot{\text{C}}=\ddot{\text{N}}\cdot$   
 D)  $\text{H}-\ddot{\text{N}}\equiv\text{C}$   
 E)  $\text{H}-\ddot{\text{C}}-\text{N}:$

12. A comienzos del siglo XX, Max Planck estudió la emisión de energía de los sólidos al ser calentados, permitiéndole enunciar que: “los átomos y las moléculas emiten o absorben energía solo en cantidades definidas, pequeños paquetes”. Al respecto, el texto anterior representa
- una teoría.
  - un problema de investigación.
  - una ley científica.
  - un procedimiento experimental.
  - un marco conceptual.
13. Tres átomos, de diferentes elementos, tienen por valores aproximados de la primera energía de ionización 2.100 kJ/mol, 1.500 kJ/mol y 500 kJ/mol. De acuerdo a estos valores, ¿qué opción relaciona correctamente su primera energía de ionización con los átomos correspondientes?

|    | 2100 kJ/mol | 1500 kJ/mol | 500 kJ/mol |
|----|-------------|-------------|------------|
| A) | Ne          | Ar          | Na         |
| B) | Ne          | Na          | Ar         |
| C) | Na          | Ar          | Ne         |
| D) | Li          | Ne          | Ar         |
| E) | Ar          | Na          | Li         |

14. Los iones  $ZX^{2+}$  y  $17W^-$ , tienen igual cantidad de electrones, entre sí. Al respecto, es correcto afirmar que
- X corresponde a un elemento no metálico.
  - W posee menor radio atómico que X.
  - W presenta menor electroafinidad que X.
  - X presenta mayor electronegatividad que W.
  - W corresponde a un elemento del grupo 16 (VI A).
15. Para la siguiente reacción:



La geometría en torno al átomo de nitrógeno cambia de

- piramidal a tetraédrica.
- angular a tetraédrica.
- tetraédrica a piramidal.
- angular a piramidal.
- lineal a tetraédrica.

16. ¿Cuál es la configuración electrónica abreviada de un átomo en estado fundamental con  $Z = 19$ ?
- A)  $[\text{Ar}]4s^2$   
 B)  $[\text{Ar}]4s^1$   
 C)  $[\text{Ne}]3d^1$   
 D)  $[\text{Ar}]3s^1$   
 E)  $[\text{Ne}]3s^23p^64s^1$
17. Un átomo de un elemento, en estado fundamental, presenta electrones de valencia que se ubican en orbitales del tipo d. Al respecto, el elemento se clasifica como
- A) actínido.  
 B) gas noble.  
 C) transición.  
 D) representativo.  
 E) lantánido.
18. Considerando el siguiente ordenamiento de elementos en el sistema periódico:

| Período | Grupo   |          |           |
|---------|---------|----------|-----------|
|         | 1 (I A) | 2 (II A) | 3 (III B) |
| 4       | K       |          | Sc        |
| 5       |         | Sr       |           |
| 6       | Cs      |          | La        |

¿Cuál de ellos tiene el mayor radio atómico?

- A) K.  
 B) Cs.  
 C) Sr.  
 D) Sc.  
 E) La.

19. Considerando las siguientes representaciones de Lewis, para los átomos R, Q y T:

|  |                  |   |
|--|------------------|---|
| $\cdot \ddot{\text{R}} \cdot$<br>$\cdot$ | $\text{Q} \cdot$ | $\cdot \ddot{\ddot{\text{T}}} \cdot$<br>$\cdot$ |
| 1  | 2                | 3   |

¿Cuál de las opciones relaciona correctamente la estructura de Lewis con la respectiva configuración electrónica de los átomos R, Q y T?

|    | 1                          | 2                     | 3                          |
|----|----------------------------|-----------------------|----------------------------|
| A) | $1s^2 2s^2 2p^4$           | $1s^2 2s^1$           | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ |
| B) | $1s^2 2s^2$                | $1s^2 2s^2 2p^2$      | $1s^2 2s^2 2p^5$           |
| C) | $1s^2 2s^2$                | $1s^2 2s^2 2p^1$      | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ |
| D) | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ | $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ | $1s^2 2s^2 2p^3$           |
| E) | $1s^2 2s^2 2p^2$           | $1s^2$                | $1s^2 2s^2 2p^1$           |

20. Según el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV), las geometrías moleculares de  $\text{CH}_4$  y  $\text{H}_2\text{O}$  son, respectivamente,
- A) piramidal y angular.  
 B) tetraédrica y piramidal.  
 C) tetraédrica y angular.  
 D) trigonal plana y piramidal.  
 E) tetraédrica y trigonal plana.
21. ¿Cuál de los siguientes diagramas representa correctamente la configuración electrónica externa de un átomo, en estado fundamental, de un elemento del grupo 16 (VI A)?

- A)  $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$
- B)  $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$
- C)  $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow}$
- D)  $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$
- E)  $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}} \quad \boxed{\phantom{\uparrow\downarrow}}$

22. El número cuántico magnético ( $m_l$ ) describe
- la distancia promedio entre el electrón y el núcleo.
  - la forma geométrica del subnivel de energía.
  - el giro del electrón sobre su propio eje.
  - la orientación del orbital en el espacio.
  - el nivel energético del orbital atómico.
23. Respecto del sistema periódico, ¿cuál de las siguientes opciones clasifica correctamente al elemento cuyos átomos presentan  $Z = 28$ ?

|    | Tipo           | Grupo      | Periodo |
|----|----------------|------------|---------|
| A) | Representativo | 15 (VA)    | 3       |
| B) | Transición     | 7 (VIIB)   | 3       |
| C) | Representativo | 18 (VIIIA) | 4       |
| D) | Transición     | 10 (VIIB)  | 4       |
| E) | Representativo | 17 (VIIA)  | 4       |

24. La atracción denominada puente de hidrógeno es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo, que se produce entre el átomo de hidrógeno y principalmente átomos de
- nitrógeno, oxígeno y flúor.
  - litio, sodio y potasio.
  - fósforo, azufre y cloro.
  - boro, aluminio y silicio.
  - berilio, magnesio y calcio.
25. ¿Cuál de los siguientes compuestos presenta un mayor número de pares de electrones no compartidos?
- HCN.
  - $H_2O$ .
  - $NH_3$ .
  - CO.
  - $CO_2$ .
26. En la configuración electrónica:  $1s^2 2s^2 2p^6 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^0$  se cumple(n) el (los) principio(s) de
- mínima energía.
  - exclusión de Pauli.
  - máxima multiplicidad de Hund.
- Es (son) correcta(s)
- Solo I.
  - Solo II.
  - Solo III.
  - Solo I y III.
  - I, II y III.

27. Al comparar los valores de algunas propiedades periódicas de litio y flúor se puede afirmar que
- I) el radio atómico del litio es mayor que el radio atómico del flúor.
  - II) el radio iónico del litio es menor que el radio iónico del flúor.
  - III) la energía de ionización del litio es mayor que la energía de ionización del flúor.

Es (son) correcta(s)

- A) Solo I.
- B) Solo II.
- C) Solo III.
- D) Solo I y II.
- E) I, II y III.

A continuación se muestra el año del proceso de admisión al cual pertenece cada pregunta, las cuales pueden ser consultadas directamente a través del sitio web del DEMRE (<https://www.demre.cl/>)

| N° de pregunta | Año del proceso de admisión |
|----------------|-----------------------------|
| 1              | 2015                        |
| 2              | 2015                        |
| 3              | 2015                        |
| 4              | 2015                        |
| 5              | 2015                        |
| 6              | 2016                        |
| 7              | 2016                        |
| 8              | 2016                        |
| 9              | 2016                        |
| 10             | 2016                        |
| 11             | 2016                        |
| 12             | 2017                        |
| 13             | 2017                        |
| 14             | 2017                        |
| 15             | 2017                        |
| 16             | 2018                        |
| 17             | 2018                        |
| 18             | 2018                        |
| 19             | 2018                        |
| 20             | 2018                        |
| 21             | 2018                        |
| 22             | 2019                        |
| 23             | 2019                        |
| 24             | 2019                        |
| 25             | 2020                        |
| 26             | 2020                        |
| 27             | 2020                        |

## V. El petróleo

El petróleo es un combustible fósil que se extrae desde zonas profundas de la tierra, se explota desde el siglo XIX, por la necesidad de obtener nuevos combustibles y reemplazar el aceite de ballena. En la antigüedad era extraído desde yacimientos superficiales, incluso es mencionado en la Biblia como betún o asfalto y en los pueblos de la América precolombina era utilizado como impermeabilizante de embarcaciones. El petróleo ha sido indispensable para el desarrollo de la vida humana, porque además de ser utilizado como fuente de energía, origina una gran variedad de productos, tales como, diluyentes, pinturas, plásticos, sustancias farmacéuticas, etc.



La palabra **fósil** procede del verbo latino “fodere” (excavar) y originariamente significaba todo lo que había sido excavado o descubierto en el suelo. Por lo general, los **fósiles** se encuentran en los yacimientos más antiguos del pasado de la Tierra, habitualmente en **rocas sedimentarias**, son restos de animales y plantas muertas que se han convertido en piedra.

### V.A. Características fisicoquímicas del petróleo

El petróleo típico está formado por varios centenares de hidrocarburos distintos. Contiene sustancias líquidas, gaseosas y sólidas. Su nombre proviene de las palabras: petro: piedra y oleum: aceite.

| elemento | Carbono | Hidrógeno | Azufre | Nitrógeno |
|----------|---------|-----------|--------|-----------|
| peso %   | 84 - 87 | 11-14     | 0 - 2  | 0,2       |

Los principales constituyentes del petróleo son carbono e hidrógeno. Además, en pequeñas cantidades, azufre, nitrógeno, oxígeno, halógenos y elementos metálicos a nivel de trazas (hierro, níquel, cromo, vanadio y cobalto).

Su aspecto es característico, es un líquido oscuro, cuyo color puede ir desde amarillo verdoso hasta el negro, es aceitoso y viscoso, insoluble en agua y menos denso que el agua (densidad entre 0,75 y 0,95 g/cm<sup>3</sup>).



Existen tres grandes categorías de petróleos crudos: los de tipo parafínicos, los asfálticos y los de base mixta. Los petróleos parafínicos son livianos y de color claro. En los petróleos asfálticos son característicos los naftenos. Los petróleos de base mixta contienen hidrocarburos de ambos tipos.

Otra clasificación se establece en función de su densidad, distinguiendo entre ligeros, medios y pesados. Dado que la densidad está en relación directa con la composición, podemos afirmar que en los ligeros dominan las parafinas mientras que, cuanto más pesados son, mayor proporción de componentes asfálticos tienen, con una presencia importante de oxígeno y azufre.

## V.B. ¿Cómo se formó el petróleo?

La teoría de Engler (1911) explica su formación y señalando que en zonas de la tierra hace millones de años, donde existía mar, abundaban los peces y las especies vegetales, fueron afectados por los cambios en la superficie de la tierra (terremotos, erupciones volcánicas, meteoritos, etc.) y dejaron atrapadas estas zonas. Pereció la vida, y al morir, iban depositándose en el fondo del mar, acumulándose y descomponiendo por ayuda de bacterias anaeróbicas, liberando sustancias gaseosas y el resto yacía quedando en el fondo del mar junto con el agua y otras sustancias insolubles. Las capas sucesivas de sedimento, rocas y tierra generaron las condiciones de alta presión y temperatura que facilitaron la acción de las bacterias anaeróbicas para transformar la materia orgánica en hidrocarburos.

## V.C. ¿Qué tipo de enlaces químicos presenta?

El petróleo es una mezcla de hidrocarburos, en el cual el carbono es el eje principal de sus componentes.

El carbono puede formar más compuestos que ningún otro elemento porque los átomos de carbono tienen la capacidad de formar enlaces covalentes carbono-carbono con enlaces **simples, dobles y triples** y también puede unirse entre sí formando **cadena**s o **estructuras cíclicas**. La rama de la química que estudia los compuestos del carbono es la química orgánica.

## V.D. Historia de ENAP



El primer yacimiento de petróleo de nuestro país fue descubierto en el sector de Springhill, en Magallanes, el **29 de diciembre de 1945**. A raíz de este hallazgo, el equipo de exploradores del ingeniero Eduardo Simián realizó nuevas prospecciones y profundizó los estudios de factibilidad económica, recomendando a la CORFO (Corporación de Fomento de la Producción) la creación de ENAP, para explotar comercialmente los yacimientos descubiertos en Magallanes. La fundación de la **Empresa Nacional del Petróleo** se hace el 19 de junio de 1950.

Se levanta la primera refinería de petróleo en el país, la **Refinería de Petróleo de Concón** (hoy Refinería Aconcagua), la tarea culminó **en 1954** con la puesta en marcha. Luego, **en 1959** se construyeron las primeras instalaciones para el almacenamiento y distribución de los combustibles refinados en **Maipú** y, al año siguiente, la terminal marítima y Refinería de **Gregorio**, en Magallanes.

**En 1962** entra en operación la **Planta de Gasolina de Cullen** (Magallanes), y más tarde, en **1966** la tercera refinería del país, **en Talcahuano** (hoy **Refinería Bío Bío**) y la construcción del poliducto de Talcahuano a San Fernando. En **1981** se crea la **Empresa Almacenadora de Combustibles S.A. (Emalco)**, con plantas de almacenamiento de combustibles líquidos y gaseosos en Maipú, San Fernando y Linares. En **1990** se fundó la **Sociedad Internacional Petrolera S.A.**, para explorar y explotar yacimientos de hidrocarburos en el extranjero.

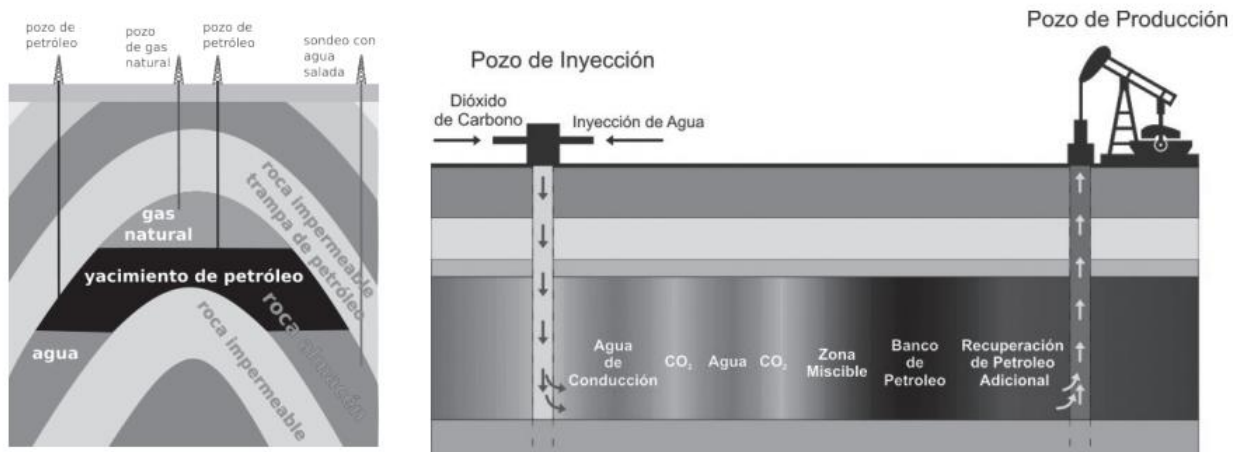
En la región de Magallanes, ENAP explota los únicos yacimientos de hidrocarburos del país y proporciona servicios logísticos y portuarios a importantes clientes que operan en el rubro energético.

## Producción

Las **refinerías** de ENAP: **Aconcagua, Bio Bío y Gregorio**, tienen la capacidad de procesar 230.000 barriles diarios de petróleo y refinan 13 millones de metros cúbicos de combustibles al año. Estas refinerías **procesan** aproximadamente el 85% de los combustibles que consume Chile y exporta productos refinados a países de Centro y Sudamérica.

En Chile ENAP explota yacimientos de petróleo y gas natural en la Región de Magallanes y abastece a la compañía Methanex, ubicada 23 kilómetros al norte de Punta Arenas, donde opera la mayor planta de producción de metanol del mundo. La filial internacional **Enap Sipetrol S.A.** realiza actividades de exploración y producción de crudo en Argentina, Ecuador, Colombia, Egipto e Irán.

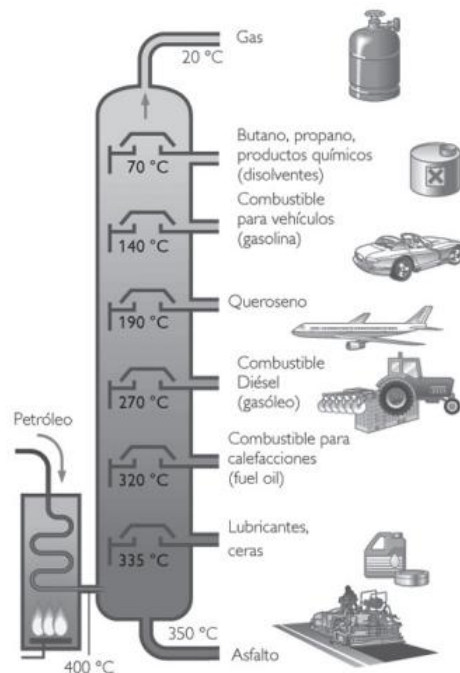
## V.E. Refinación del petróleo



Una vez ubicado el pozo de petróleo, se perfora hasta llegar al depósito. Por diferencias de presión, el gas y el petróleo suben. En estas condiciones se llama crudo. Se distribuye a través de barcos, que llegan a puerto y se descargan con oleoductos submarinos que conectan el barco con las refinerías.

A este crudo se le extraen las impurezas, agua y gases (gas natural) y lo que queda de petróleo es procesado a través de destilación fraccionada.

La destilación fraccionada utiliza los distintos puntos de ebullición de los hidrocarburos del petróleo crudo para separarlos. Para esto, esta mezcla es calentada por sobre los 400 °C. En el sector donde se destila, existen columnas que reciben las sustancias destiladas.



**V.E.1. Productos obtenidos de la destilación del crudo**

|                    | Producto         | Intervalo de Teb. °C | Aplicaciones   |
|--------------------|------------------|----------------------|--|
| Fracciones Ligeras | Gas de refinería | < 20                 | Combustible para refinerías y gas natural, formado principalmente por metano (CH <sub>4</sub> ).   |
|                    | GLP              | < 20                 | Calefacción doméstica e industrial. Gas licuado formado por n-butano, propano, isobutano y etano.  |
|                    | Gasolina         | 40 – 150             | Combustible para motores de combustión interna de automóviles y cierto tipo de aviones.  |
|                    | Nafta pesada     | 150 – 200            | Materia prima en procesos industriales y productos químicos, disolventes, tales como: diluyentes de pinturas, bencina blanca y aguarrás. |
| Fracciones Medias  | Queroseno        | 170 – 250            | Kerosene doméstico: más conocido como parafina, combustible para calefacción, lámparas de alumbrado y carburante para turborreactores.   |
|                    | Gas Oil          | 250 – 320            | Petróleo diesel: combustible para motores diesel, por ejemplo, en maquinaria pesada. Calefacción doméstica.                              |
| Fracciones Pesadas | Fuel Oil Ligero  | 340 – 401            | Combustible para buques, locomotoras, etc.   |
|                    | Fuel Oil Pesado  | 400 – 500            | Materia prima de: lubricantes, ceras, cremas y aceites. Para cracking.   |
|                    | Asfalto          | > 500                | Residuo no volátil de color negro, queda en el fondo del fraccionamiento y sirve para pavimentación e impermeabilización.                |
| Residuos           | Coque            |                      | Residuo sólido, no volátil usado como combustible y electrodos de carbono.   |

**V.E.2. Gas natural**

Combustible de origen fósil, no renovable, que se encuentra en el subsuelo, y procede de la descomposición de materia orgánica. Su composición incluye diversos hidrocarburos gaseosos, con predominio del metano (CH<sub>4</sub>) 85%, etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) 10%, propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) 3% y pequeñas cantidades de otros hidrocarburos.



Es incoloro, inodoro e inflamable. Su rango de temperatura de ebullición es menor a 20 °C. Es un combustible

doméstico e industrial. Se encuentra en el gas grisú de las minas de carbón, en los procesos de las refinerías de petróleo, y como producto de la descomposición de la materia orgánica en los pantanos, las termitas son una gran fuente productora de metano. Es uno de los principales componentes de la atmósfera de los planetas Saturno, Urano y Neptuno.

Produce escasa contaminación y tiene un gran poder calorífico, se suministra por tubería y se ventila muy bien ya que es más liviano que el aire. También se emplea como materia prima en la industria petroquímica, en la obtención de amoníaco, metanol y butadieno.

| Usos del gas natural | % uso |
|----------------------|-------|
| Industrial           | 50    |
| Residencial          | 21    |
| Comercial            | 15    |
| Eléctrico            | 14    |

El uso de gas natural presenta también algunas desventajas, como por ejemplo: las instalaciones para su distribución son muy costosas, y muchas veces el traslado de gas natural significa la intervención o destrucción de algunos ecosistemas que trae como consecuencia la desaparición de poblaciones vegetales y animales. En nuestro caso, dependencia extrema de nuestros proveedores.

### V.E.3. La gasolina

Los hidrocarburos que la forman contienen entre 5 y 12 carbonos. Los más importantes están formados por 7 y 8 carbonos y reciben el nombre de heptanos y octanos respectivamente.

La gasolina es el combustible que tiene mayor demanda, por lo tanto las fracciones naturales de la refinación del petróleo no dan abasto a los requerimientos. Para solucionar esta realidad se han desarrollado procedimientos para transformar otros derivados del petróleo en bencina utilizando distintas técnicas de **cracking, isomerización y polimerización**.

**A) Cracking:** Consiste en el calentamiento a temperaturas elevadas (800 a 900 °C) y alta presión, de los aceites pesados de cadena larga, que contiene el petróleo, dando origen a cadenas más pequeñas y alquenos.

**B) Isomerización:** es la reorganización de las cadenas de carbono lineales en otras ramificadas, utilizando temperatura y catalizadores. Este procedimiento permite mejorar la bencina.

**Catalizador** es una sustancia que proporciona un mecanismo alternativo de menor energía de activación para una reacción química. La reacción se acelera y el catalizador se recupera.

**C) Polimerización:** Hidrocarburos con bajo número de átomos de carbono se transforman en moléculas más grandes.

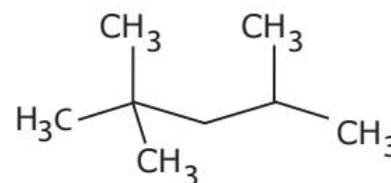
### V.E.4. La gasolina y el índice de octano

Los motores de combustión interna utilizan el combustible quemándolo al interior del motor haciendo una mezcla de aire y vapor de gasolina, que es comprimida y luego encendida mediante una bujía. La combustión provoca una expansión que presiona un pistón que ejerce fuerza en el eje del motor. Esta combustión debe ser de una fuerza determinada y uniforme. El aprovechamiento de la energía es de un 22 a 24%, el resto se pierde en forma de calor.

Los hidrocarburos lineales combustionan con mucha rapidez dando origen a detonaciones muy violentas, en cambio, los ramificados tienen combustiones más moderadas. Para medir las características antidetonantes de un combustible se utiliza el índice de octano.

El índice de octano de una gasolina es una medida de su capacidad antidetonante y se determina comparando sus características detonantes con mezclas de heptano e isoctano.

El heptano contiene 7 átomos de carbono unidos en forma lineal y provoca la mayor detonación, se le asigna un índice 0 de octano, y el hidrocarburo de 8 carbonos de cadena ramificada, 2,2,4 –trimetilpentano (Isooctano), se le asigna un índice 100 de octano.



**Ejemplo:** Así, la gasolina de 97 octanos presenta una detonancia equivalente a la detonancia de una mezcla que contiene un 97% de isooctano y un 3% de heptano.

El octanaje de los hidrocarburos también se puede mejorar con la adición de compuestos antidetonantes económicos, como Tetraetil plomo,  $Pb(C_2H_5)_4$  y el Tetrametil plomo,  $Pb(CH_3)_4$  que mejoran el nivel de detonancia de la gasolina. La adición de 2 a 4 gramos de estos compuestos a un galón de gasolina (3,785 litros) aumenta su octanaje en unos 10 puntos. Estos aditivos, emitidos a la atmósfera por los tubos de escape de los motores, pueden afectar la salud de la población, por lo que para las gasolinas con plomo está prohibido su uso en Chile desde 1994.

| Compuesto                | Índice de octano |
|--------------------------|------------------|
| n- octano                | 20               |
| n- heptano               | 0                |
| Isooctano                | 100              |
| Ciclopentano             | 101              |
| Benceno                  | 106              |
| Metanol                  | 107              |
| MTBE (metilterbutiléter) | 116              |
| Tolueno                  | 120              |

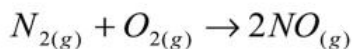
En general, los hidrocarburos ramificados y los aromáticos tienen los mayores índices de octanaje, el **benceno tiene valor 106** y el **Tolueno valor 120**, y son utilizados en la medición de octanaje en el combustible de aviones.

### V.E.5. El convertidor catalítico

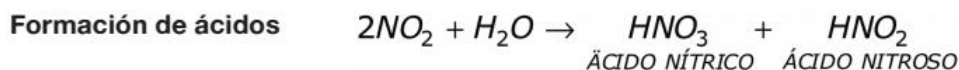
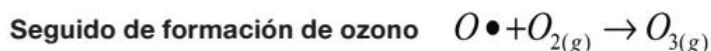
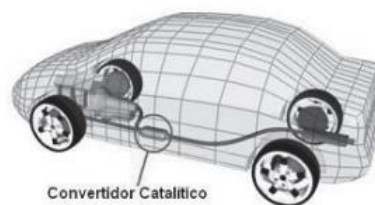
La combustión en general, y de gasolinas en particular, produce una contaminación denominada smog, generado por combustiones incompletas que liberan residuos de hidrocarburos del tipo  $C_xH_y$ , **monóxido de carbono (CO)** y **óxidos de nitrógeno del tipo  $NO_x$** .

El CO, monóxido de carbono, es un gas incoloro, inodoro, muy tóxico y peligroso. Su toxicidad se debe a la formación de un compuesto muy estable con la hemoglobina de la sangre, más estable que la unión  $O_2$  con hemoglobina, con lo cual se impide el transporte de  $O_2$  en el cuerpo y se produce envenenamiento. Su desintoxicación es muy lenta.

Debido a que la combustión de la gasolina se realiza con aire, en lugar de oxígeno puro, se produce la siguiente reacción a altas temperaturas:

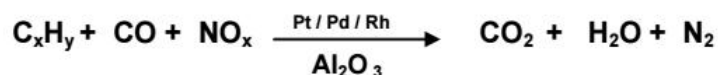


El NO es precursor de la nube de smog fotoquímico. Se oxida a  $NO_2$ , el cual absorbe la radiación de la luz solar y se descompone:



Los convertidores catalíticos tienen la misión de transformar estos gases contaminantes a  $CO_2$ ,  $H_2O$  y  $N_2$ .

Se trata de una estructura de cerámica, como un panel de abejas, impregnada con una película de alúmina ( $Al_2O_3$ ) y catalizadores metálicos, tales como: platino, paladio y rodio, que son los catalizadores en la conversión de los gases contaminantes en gases no tóxicos. La eficacia del convertidor catalítico es de un 90%, la cual depende del buen funcionamiento del motor.



Los compuestos como el tetraetil plomo contaminan el catalizador, adhiriéndose a los sitios reactivos y bloquean su actividad, con lo que hace disminuir o desaparecer la acción catalítica. Esto se puede producir al usar gasolina con plomo en automóviles que poseen convertidores catalíticos.

### V.E.6. Combustible diésel

El petróleo diésel o gasóleo es la fracción de hidrocarburos que contiene entre 15 a 18 átomos de carbono.

Comparado con la gasolina: es más pesado y aceitoso, se evapora más lentamente y tiene mayor punto de ebullición, requiere menor refinación y tiene mejor rendimiento en km/L por lo tanto resulta más económico. Sin embargo, a diferencia de la gasolina, el combustible diésel contiene un porcentaje de azufre de hasta 0,05%. Su contenido influye en el desgaste del motor y los gases emanados de los vehículos son un factor importante en la formación de lluvia ácida.

### V.F. Sustitutos energéticos del petróleo

El petróleo es un recurso natural **no renovable** muy valioso, es la principal fuente de energía del mundo (40%). El 91,5% del petróleo es usado como combustible y sólo el 8,5% restante es utilizado como materia prima de diversos elementos utilizados en nuestra vida diaria. Se estima que nuestras reservas mundiales pueden durarnos unos 40 años más. ¿Qué otras energías podríamos utilizar?



### V.F.1. Energía hidráulica

Energía que se obtiene de la caída del agua desde cierta altura a un nivel inferior, lo que provoca el movimiento de turbinas, responsables de producir electricidad. La hidroelectricidad es un recurso natural disponible en las zonas que presentan suficiente cantidad de agua.

| Generación de energía hidroeléctrica mundial | Porcentaje |
|--|------------|
| Norteamérica                                 | 36         |
| Europa                                       | 30         |
| Asia   | 12         |
| África                                       | 10         |
| Latinoamérica                                | 9          |
| Rusia  | 2          |
| Oceanía                                      | 1          |



### V.F.2. Energía nuclear

Energía liberada durante la fisión o fusión de núcleos atómicos. Las cantidades de energía que pueden obtenerse mediante procesos nucleares son muy altas. Esta energía se obtiene en reactores nucleares, luego se transforma en energía calorífica y ésta, a su vez, en energía mecánica y eléctrica.



### V.F.3. Energía eólica

Es producida por el movimiento de los vientos, se utiliza para obtener agua por bombeo de pozos, además, permite obtener energía eléctrica. Es de gran utilidad en regiones aisladas y de difícil acceso y cuyos vientos sean apreciables en el transcurso del año. Es muy económica y renovable.



### V.F.4. Energía solar

Energía radiante producida en el Sol como resultado de reacciones nucleares de fusión. Llega a la Tierra a través del espacio en cuantos de energía llamados fotones. Esta energía se aprovecha por medio de paneles solares con fotoceldas para producir electricidad. Pueden entregar energía limpia y renovable, por ejemplo, para calefaccionar todas las funciones de una casa.



### V.F.5. Energía geotérmica

Proviene de los géiseres, libera energía calórica. El calor que se libera calienta las aguas subterráneas, generando vapor de agua, la presión de vapor producida y conducida a través de un generador es capaz de producir energía eléctrica. En el Norte de Chile tenemos la central geotérmica del Tatio, II región.



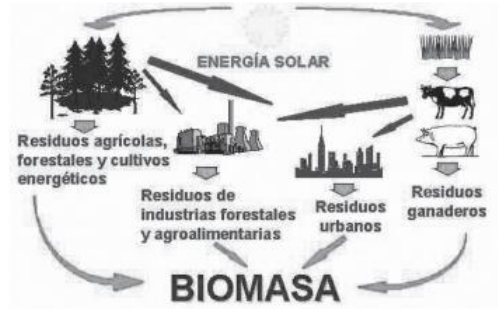
### V.F.6. El carbón

Es una gran fuente de energía y provee el 26% de los requerimientos energéticos mundiales. Es el más abundante de los combustibles fósiles. Sin embargo, la combustión de carbón produce los mismos efectos que la combustión de petróleo, aumento del efecto invernadero y generación de otros gases tóxicos a la atmósfera.



### V.F.7. Energía de la biomasa

Se genera en medios naturales o en dispositivos específicos, por las reacciones de biodegradación de la materia orgánica (materia viva y los desechos orgánicos), mediante la acción de microorganismos (bacterias metanogénicas, etc.), y otros factores, en ausencia de aire (ambiente anaeróbico). Como se trata de energía química, se puede transformar en cualquier forma de energía. La energía de la biomasa es utilizada principalmente para la producción de biogás, la generación de energía térmica para el secado de productos agrícolas y madera, y de electricidad mediante la quema de residuos.



## v.G. La petroquímica

### Refinería de petróleo

La conversión de hidrocarburos en productos químicos se llama “petroquímica”, y es piedra angular de la industria y tecnología actual. Esta industria produce plásticos, medicinas, textiles, útiles de cocina y muchas, muchas cosas más, y ha hecho posible muchos de los productos que hoy en día se consideran “normales” y “necesarios” (computadoras, tejidos, juguetes irrompibles, etc.)



## V.H. Los derrames de petróleo: mareas negras

Una de las mayores causas de la contaminación oceánica son los derrames de petróleo. Sin embargo, el 46% del petróleo y sus derivados industriales que se vierten en el mar son residuos que vuelcan las ciudades costeras. Sólo el 13% de los derrames se debe a accidentes que sufren los grandes barcos contenedores de petróleo.

*“El mar es empleado como un accesible y barato depósito de sustancias contaminantes”*

La marea negra es la masa oleosa que se crea cuando se produce un gran vertido de petróleo o alguno de sus derivados en el medio marino. Sus efectos ecológicos pueden hacerse notar durante años, y dependen del tipo de vertido, la cantidad del mismo y el tipo de costa afectada. La primera gran marea negra tuvo lugar en 1967, cuando el buque Torrey Canyon derramó 120.000 toneladas de crudo. Desde entonces, catástrofes similares se han sucedido por todo el planeta, debido al elevado tráfico de petroleros que satisface las necesidades energéticas del mundo occidental y a las inadecuadas condiciones del transporte.

La marea negra causa los mayores daños cuando alcanza las costas. Los organismos más sensibles a esta contaminación son los que viven fijos al sustrato o que tienen una reducida movilidad, como es el caso de las algas y los invertebrados, entre los que se cuentan los moluscos, crustáceos, anémonas, esponjas, etc. A ellos hay que sumar los huevos de muchas especies. Las causas de mortalidad son la falta de luz, factor que impide la fotosíntesis de las algas que son el comienzo de las cadenas alimenticias en el océano. La asfixia, al impedirse la respiración, el hambre, por falta de alimento, la parálisis al quedar inmovilizados, el envenenamiento y el frío, en el caso de aves, que pierden la capacidad de impermeabilizar sus plumas.

A los daños ecológicos deben sumarse los económicos. El sector pesquero y las industrias relacionadas, así como el turismo pueden sufrir considerables pérdidas, que repercuten en la economía de la región contaminada. Los vertidos de petróleo y sus derivados comienzan a degradarse lentamente de forma natural al entrar en contacto con el medio marino. En este proceso actúan factores físicos, químicos y biológicos. Por ejemplo, los componentes más ligeros se evaporan más rápido cuanto mayor es la velocidad del viento y la temperatura. La luz solar y el oxígeno provocan la degradación química del vertido y los componentes más pesados son descompuestos lentamente por bacterias y hongos. La recuperación de las zonas que han padecido grandes vertidos, dependen del tipo de costa y el oleaje predominante. Las zonas más batidas (con más oleaje) registran recuperaciones más rápidas que las protegidas.



# EJERCICIOS

## PETRÓLEO

### ACTIVIDAD I

#### Completar oraciones

Completar las siguientes afirmaciones con el concepto químico correspondiente:

- A) Al derrame de petróleo en el mar se le conoce como .....
- B) El índice de ..... es una medida de la detonancia de un combustible en motores de combustión interna.
- C) El petróleo es ..... en agua y menos ..... que el agua.
- D) Una bacteria ..... es aquella que no necesita oxígeno.
- E) El significado de la sigla ENAP es .....
- F) En la parte alta de la torre de destilación del petróleo se obtiene .....
- G) El ..... es el residuo no volátil de color negro que queda en el fondo del fraccionamiento y sirve para pavimentación e impermeabilización.

### ACTIVIDAD II

#### Selección múltiple

1. Respecto al petróleo es correcto afirmar que es
  - A) una mezcla de hidrocarburos.
  - B) un derivado de restos fósiles de animales.
  - C) una mezcla formada por: **C, N, H, O y S**.
  - D) es empleado como combustible.
  - E) todas son correctas.
  
2. El enlace que forma el carbono con otros elementos recibe el (los) nombre(s) de:
 

|           |              |                |
|-----------|--------------|----------------|
| I) Iónico | II) Metálico | III) Covalente |
|-----------|--------------|----------------|

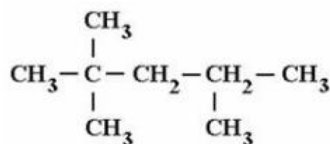
  - A) Sólo I.
  - B) Sólo II.
  - C) Sólo III.
  - D) I y III.
  - E) II y III.
  
3. El enlace que forma el carbono con otros carbonos recibe el (los) nombre(s) de:
 

|               |                 |                |
|---------------|-----------------|----------------|
| I) Polimérico | II) No metálico | III) Covalente |
|---------------|-----------------|----------------|

  - A) Sólo I.
  - B) Sólo II.
  - C) Sólo III.
  - D) I y III.
  - E) II y III.

4. La destilación fraccionada para separar los componentes del petróleo utiliza:
- A) la temperatura.
  - B) la presión.
  - C) la filtración.
  - D) la acidez.
  - E) el octanaje.
5. El índice de octano tiene relación con las características:
- A) de ignición del diesel.
  - B) antidetonantes del kerosén.
  - C) antidetonantes de la gasolina.
  - D) de ignición del kerosén.
  - E) todas son correctas.
6. El sustituto energético del petróleo que causa mayor contaminación es:
- A) energía eólica.
  - B) energía hidráulica.
  - C) energía nuclear.
  - D) el carbón.
  - E) energía solar.
7. Respecto del gas natural no corresponde afirmar que
- A) es más ligero que el aire, incoloro, inodoro.
  - B) es un combustible para cocinas, hornos y calefactores domésticos.
  - C) se encuentra en el gas grisú de las minas de carbón.
  - D) traslado es muy económico y no se interviene ecosistemas.
  - E) las termitas son una gran fuente productora.
8. El índice de cetano se refiere a la
- A) insaturación de los hidrocarburos.
  - B) calidad del carburante del diésel.
  - C) calidad de combustión de la gasolina.
  - D) volatilidad del queroseno.
  - E) densidad del petróleo crudo.
9. ¿Por qué el petróleo es insoluble en agua? Porque....
- A) Tiene menor densidad.
  - B) Es más alcalino.
  - C) Es apolar.
  - D) Es muy viscoso.
  - E) Todas las anteriores.

- 10 El isooctano es un derivado del petróleo utilizado como referencia en la medición del octanaje de la gasolina. El nombre correcto del isooctano es:



- A) 1,2,5-trimetilhexano.  
 B) 2,2,4-trimetilpentano.  
 C) 1,3,4- trimetilciclohexano.  
 D) 1,2- dimetil hexano.  
 E) 1,2,4- trietilpentano.
11. ¿Qué fracción del petróleo es usada como combustible en los automóviles?
- A) Kerosene.  
 B) Naftas.  
 C) Gasolina.  
 D) GLP.  
 E) Gas oil.
12. ¿Cuál es el índice de octano de una mezcla de hidrocarburos que tiene la misma detonancia que una mezcla compuesta por un 80% de isooctano y un 20% de n-heptano?
- A) 20.  
 B) 50.  
 C) 80.  
 D) 100.  
 E) No se puede determinar.
13. ¿Cuál de los siguientes elementos no se considera un componente habitual del petróleo?
- A) Hidrógeno.  
 B) Nitrógeno.  
 C) Azufre.  
 D) Argón.  
 E) Carbono.
14. De las características físicoquímicas del petróleo, la que no pertenece es:
- A) líquido oscuro.  
 B) aceitoso y viscoso.  
 C) soluble en agua.  
 D) es menos denso que el agua (densidad entre 0,75 y 0,95 g/mL).  
 E) cuanto más pesado, mayor proporción de componentes asfálticos, con una presencia importante de oxígeno y azufre.

15. En los convertidores catalíticos de los automóviles, las emisiones contaminantes formadas por óxidos de nitrógeno, hidrocarburos no volátiles y monóxido de carbono se transforman en:



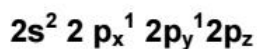
Es (son) **correcta(s)**:

- A) Sólo I.  
B) Sólo II.  
C) Sólo III.  
D) Sólo I y II.  
E) I, II y III.
16. Como resultado de la destilación fraccionada del petróleo se obtienen distintos productos que tienen importantes aplicaciones. ¿Cuál de las siguientes sustancias no corresponde a un producto del refinamiento del petróleo?
- A) Gasolina.  
B) Asfalto.  
C) Salitre.  
D) Parafina.  
E) Aceite.
17. ¿Cuál de estos compuestos se obtienen del crudo a una temperatura inferior a  $40\text{ }^\circ\text{C}$ ?
- A) Kerosene.  
B) Diésel.  
C) Ácido sulfúrico.  
D) Metanol.  
E) Etano.

# VI. Química orgánica

## VI.A. Química del carbono

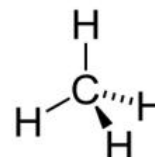
El carbono es un elemento **no metálico** ubicado en el segundo periodo de la Tabla Periódica y pertenece al grupo IV A. Posee **4 electrones de valencia** ( $1s^2 2s^2 2p^2$ ) y su estructura de Lewis corresponde a:



|                      |                  |
|----------------------|------------------|
| 6                    | 12,01115<br>2,±4 |
| 4830<br>3727<br>2,26 | <b>C</b>         |
| $1s^2 2s^2 2p^2$     |                  |
| <b>Carbono</b>       |                  |

Pero estos electrones sufren un reordenamiento llamado **hibridación**, producido por la presencia de un orbital "p" vacío, redistribuyéndose de la siguiente manera:  $2s^1 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$ . Estos orbitales híbridos se llaman  $sp^3$ , son equivalentes y tienen la misma energía.

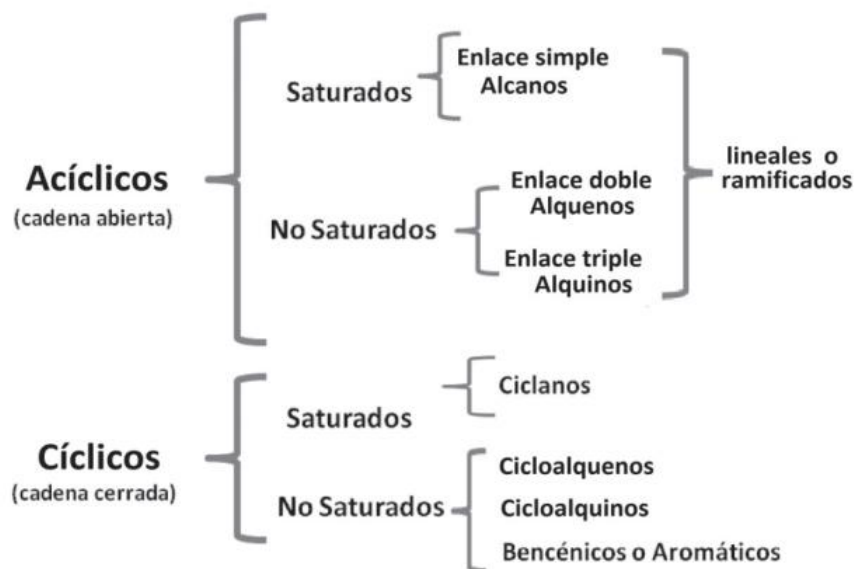
Así, el carbono puede formar 4 enlaces simples de tipo covalente, en los cuales sus cuatro elementos enlazados tienden a estar lo más separados entre sí, generando una estructura **geométrica tetraédrica**, con un ángulo de  $109,5^\circ$  entre ellos.



Fue en 1858, que el químico alemán **Friedrich Kekulé** desarrolló el esquema para comprender la estructura de las moléculas orgánicas.

La Química del Carbono se basa en la capacidad de éste de unirse con otros átomos de carbono, por medio de enlaces simples o múltiples formando cadenas estables. Cuando unimos carbono e hidrógeno se denominan **hidrocarburos** (*hidro por H y carburo por C*), que son la base de las macromoléculas y en definitiva, de la vida.

### Clasificación de los Hidrocarburos



## VI.A.1. Hibridación del carbono

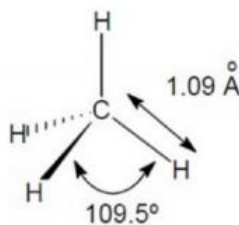
El carbono tiene la capacidad de hibridar. Recordemos que la hibridación o mezcla de orbitales atómicos permite la formación de orbitales moleculares (O.M.), los cuales adoptan diferentes disposiciones espaciales.

| Hibridación $sp^3$  | Hibridación: $sp^2$                                     | Hibridación: $sp$                                       |
|---|---|---|
|   |   |   |
| Se combinan orbitales $s + p_x + p_y + p_z$               | Se combinan orbitales $s + p_x + p_y$                   | Se combinan orbitales $s + p_x$                         |
| 4 orbitales moleculares $sp^3$                            | 3 orbitales moleculares $sp^2$<br>1 orbital molecular p | 2 orbitales moleculares sp<br>2 orbitales moleculares p |
| Enlaces simples<br>$H_3C$ $CH_3$                          | Enlaces dobles<br>$H_2O$ $CH_2$                         | Enlaces triples<br>HC    CH                             |
| 1 enlace frontal  | 1 enlace frontal<br>1 enlace paralelo                   | 1 enlace frontal<br>2 enlace paralelos                  |
| La geometría en torno al C es Tetraédrica                 | La geometría en torno al C es Trigonal plana            | La geometría en torno al C es Lineal                    |
| El ángulo de enlace en torno al C es aprox. $109,5^\circ$ | El ángulo de enlace en torno al C es aprox. $120^\circ$ | El ángulo de enlace en torno al C es aprox. $180^\circ$ |

## VI.B. Hidrocarburos

Son los compuestos orgánicos que sólo contienen carbono e hidrógeno. Partiendo de su estructura, se dividen en dos clases principales: **alifáticos y aromáticos**.

Los hidrocarburos **alifáticos** se clasifican en hidrocarburos de cadena abierta (alíclicos), que se subdividen en familias: alcanos, alquenos, alquinos y en hidrocarburos cíclicos (cicloalcanos, cicloalquenos, etc.)



Los **alifáticos** son hidrocarburos que tienen sus esqueletos de átomos de carbono ordenados en cadenas lineales o ramificadas, que se distinguen de los compuestos aromáticos porque no tiene olor o su olor es muy suave.

### VI.B.1. Nomenclatura de los hidrocarburos

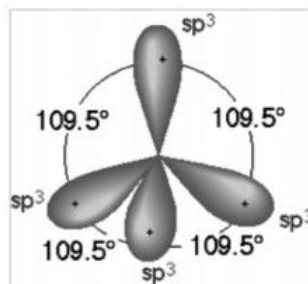
#### VI.B.1.1. Hidrocarburos alifáticos saturados

##### Hidrocarburos saturados de cadena abierta

##### VI.B.1.1.a. Alcanos

### Fórmula molecular $C_n H_{2n+2}$

Son compuestos que presentan enlaces simples entre los carbonos de hibridación  $sp^3$ . En cada carbono se dibuja un tetraedro, con cuatro enlaces en sus vértices; el ángulo de enlace es  $109,5^\circ$ , la distancia C – C es  $1,54 \text{ \AA}$ .



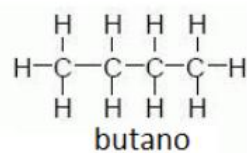
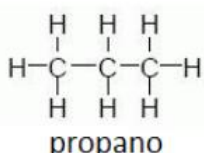
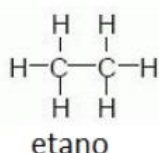
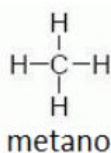
Los alcanos lineales se diferencian entre sí sólo por el número de metilenos  $-CH_2$  de la cadena, formándose una serie homóloga. Por ejemplo, el butano es un homólogo del propano y ambos son homólogos del pentano.

La unidad SI para la longitud de onda es el metro (m).

Longitudes muy pequeñas utilizan el Angstrom.

$$1 \text{ Angstrom (A}^\circ) = 1 \times 10^{-10} \text{ m} = 1 \times 10^{-8} \text{ cm} = 0,1 \text{ nanómetro (nm)}$$

**Los hidrocarburos alifáticos saturados, lineales**, se nombran con un prefijo que indica el número de C que posee y la terminación  $-ANO$ .



Los hidrocarburos se representan a través de diferentes tipos de fórmulas. Por ejemplo, el propano.

| fórmula molecular | fórmula condensada o semidesarrollada | fórmula desarrollada  | fórmula lineal |
|-------------------|---------------------------------------|---|----------------|
| $C_3H_8$          | $CH_3CH_2CH_3$                        | $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ |                |

Tabla de datos de hidrocarburos alifáticos saturados

| n° carbonos | fórmula molec.                  | fórmula estructural  | nombre     | n° de isómeros       | punto ebullición °c | punto fusión °c |
|-------------|---------------------------------|--|------------|----------------------|---------------------|-----------------|
| 1           | CH <sub>4</sub>                 | CH <sub>4</sub>  | Metano     | 1                    | -162                | -183            |
| 2           | C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>   | CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>                                   | Etano      | 1                    | -89                 | -172            |
| 3           | C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>   | CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>                  | Propano    | 1                    | -42                 | -187            |
| 4           | C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>  | Butano     | 2                    | 0                   | -138            |
| 5           | C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>  | Pentano    | 3                    | 36                  | -130            |
| 6           | C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> -CH <sub>3</sub>  | Hexano     | 5                    | 69                  | -95             |
| 7           | C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> -CH <sub>3</sub>  | Heptano    | 9                    | 98                  | -91             |
| 8           | C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> -CH <sub>3</sub>  | Octano     | 18                   | 126                 | -57             |
| 9           | C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>  | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>7</sub> -CH <sub>3</sub>  | Nonano     | 35                   | 151                 | -54             |
| 10          | C <sub>10</sub> H <sub>22</sub> | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>8</sub> -CH <sub>3</sub>  | Decano     | 75                   | 174                 | -30             |
| 11          | C <sub>11</sub> H <sub>24</sub> | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>9</sub> -CH <sub>3</sub>  | Undecano   | 159                  | 196                 | -26             |
| 12          | C <sub>12</sub> H <sub>26</sub> | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>10</sub> -CH <sub>3</sub> | Dodecano   | 355                  | 216                 | -10             |
| 20          | C <sub>20</sub> H <sub>42</sub> | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>18</sub> -CH <sub>3</sub> | Eicosano   | 366319               | 334                 | 36              |
| 30          | C <sub>30</sub> H <sub>62</sub> | CH <sub>3</sub> -(CH <sub>2</sub> ) <sub>28</sub> -CH <sub>3</sub> | Triacotano | 4,11x10 <sup>9</sup> | 446                 | 66              |

#### VI.B.1.1.b. Hidrocarburos saturados de cadena abierta ramificados

En los alcanos ramificados, las cadenas laterales (sustituyentes) formadas por átomos de carbono e hidrógeno se nombran utilizando el prefijo correspondiente según el número de átomos de carbono que posea y la terminación – il

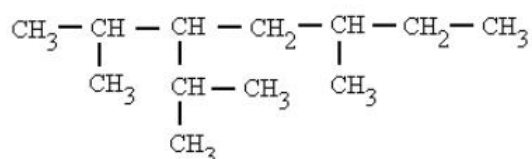
#### Sustituyentes

| grupo alquilo   | nombre    | grupo alquilo   | nombre     |
|---|-----------|---|------------|
| CH <sub>3</sub> -   | Metil     | (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> C-  | ter-butil  |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -  | Etil      | (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -                                   | ter-pentil |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -                                   | Propil    | (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -                  | ter-hexil  |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -                  | Butil     | (CH <sub>3</sub> ) <sub>3</sub> C-CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> - | ter-heptil |
| CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> - | Pentil    | -CH <sub>2</sub> -  | metileno   |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> -CH-  | Isopropil | -CH-  | metino     |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> -CH-CH <sub>2</sub> -                                 | Isobutil  | CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH(CH <sub>3</sub> )-CH <sub>2</sub> -              | sec-butil  |

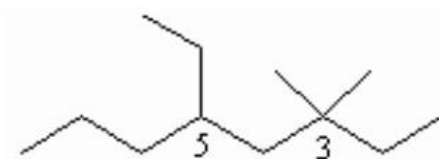
Para nombrar hidrocarburos ramificados hay que seguir los siguientes pasos:

1. Elegir la cadena más larga, si tengo varias opciones, es prioritaria la cadena que tenga el mayor número de sustituyentes.
2. La cadena elegida se numera comenzando por el extremo más próximo al sustituyente.
3. Se escribe y nombra el número del carbono al cual se enlaza el sustituyente, delante de su nombre.
4. Los radicales distintos se nombran por orden alfabético, comenzando a numerar por el extremo más próximo a un sustituyente.
5. Si hay varios radicales iguales, el nombre del sustituyente va precedido de un prefijo que indica el número de sustituyentes (di-, tri-, tetra-, etc.) y no se considera parte del nombre en el orden alfabético.
6. Los nombres de los radicales *complejos* se ordenan considerando la primera letra de su nombre completo, es decir, en este caso los prefijos multiplicativos di, tri, tetra, etc., sí se consideran como parte del nombre del radical.

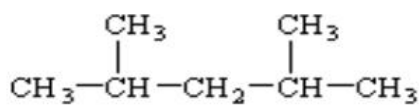
### Ejemplos



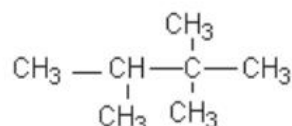
3- isopropil- 2,5-dimetil Heptano



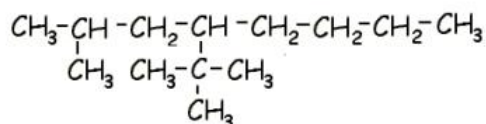
5-Etil-3,3-dimetiloctano



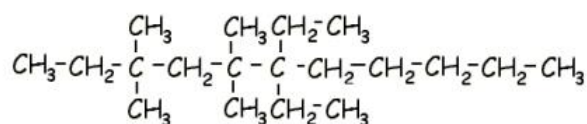
2,4-dimetilpentano



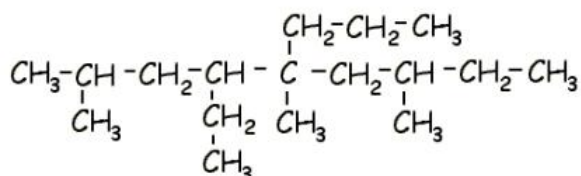
2,2,3-trimetilbutano



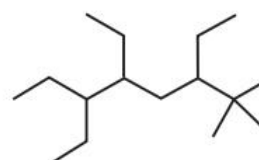
2-metil-4-terbutiloctano



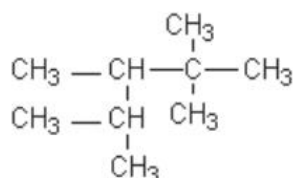
6,6-dietil-3,3,5,5-tetrametilundecano



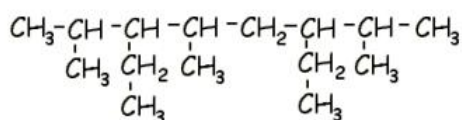
4-etil-2,5,7-trimetil-5-propilnonano



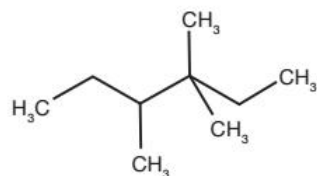
3,5,6-trietil-2,2-dimetiloctano



2,2,3,4-tetrametilpentano



3,6-dietil- 2,4,7-trimetiloctano



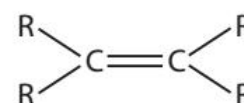
3,3,4-trimetilhexano

## VI.B.1.2. Hidrocarburos alifáticos insaturados

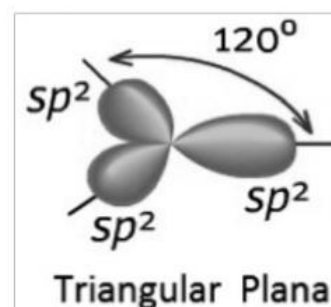
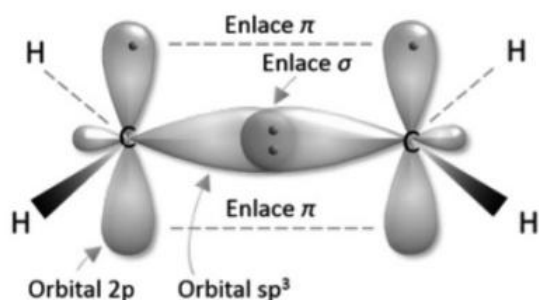
### VI.B.1.2.a. Alquenos

Fórmula molecular  $C_n H_{2n}$

En estos compuestos el carbono se une a otro carbono con **enlace doble** con **hibridación  $sp^2$**  y a otros dos elementos con enlace simple, presentan geometría triangular plana en cada carbono y el ángulo de enlace es  $120^\circ$ , la distancia del enlace  $C = C$  es  $1,34 \text{ \AA}$ .



Se clasifican como hidrocarburos insaturados, son ligeramente polares, ya que el enlace  $\pi$  (pi) es polarizable.

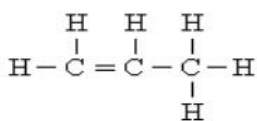


Los **alquenos** se nombran de la siguiente forma:

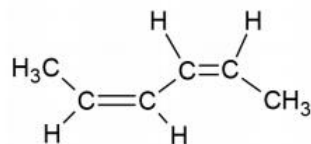
- Los que sólo tienen un enlace doble se nombran cambiando la terminación **-ano** por **-ENO** indicando con un número la posición del doble enlace (empezando a contar por el extremo más próximo al doble enlace).
- Si hay ramificaciones la cadena principal es la cadena más larga que contenga el doble enlace. Para comenzar la numeración de los carbonos se elige de manera que el doble enlace posea el número menor posible.
- Si contiene más de un doble enlace se elige la cadena más larga que contenga el mayor número de dobles enlaces, se indica el carbono donde comienzan los dobles enlaces y se utilizan los sufijos: **-dieno**, **-trieno**, **-tetraeno**, etc. para indicar la cantidad.
- Hay dos importantes radicales de alquenos que tienen nombres comunes:



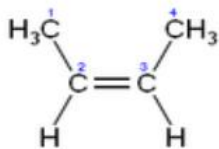
## Ejemplos



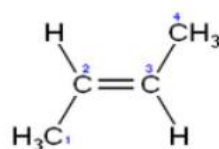
Propeno



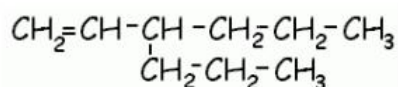
2,4-hexadieno



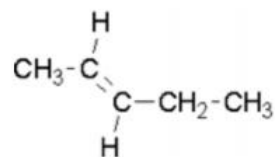
Cis-2-buteno



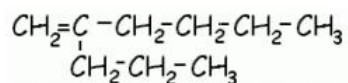
Trans-2-buteno



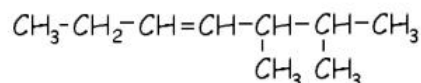
3-propil-1-hexeno



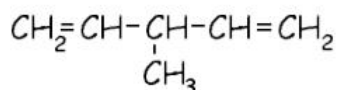
Trans-2-penteno



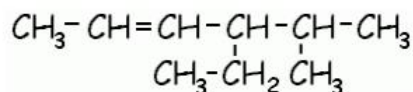
2-propil-1-hexeno



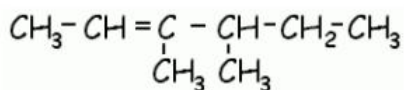
5,6-dimetil-3-hepteno



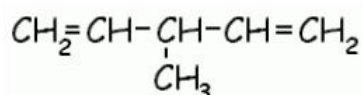
3-metil-1,4-pentadieno



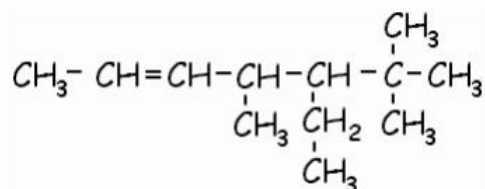
4-etil-5-metil-2-hexeno



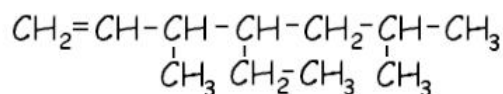
3,4-dimetil-2-hexeno



3-metil-1,4-pentadieno



5-etil-4,6,6-trimetil-2-hepteno

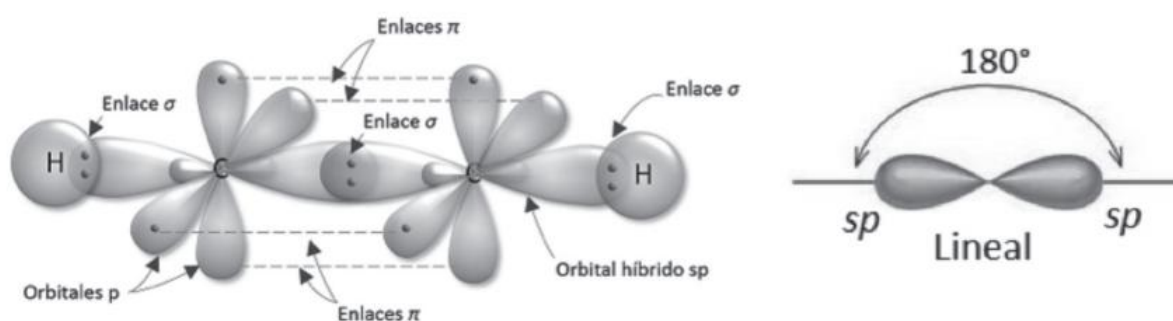


4-etil-3,6-dimetil-1-hepteno

**VI.B.1.2.b. Alquinos**

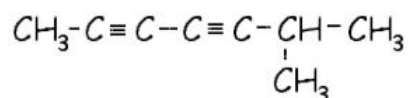
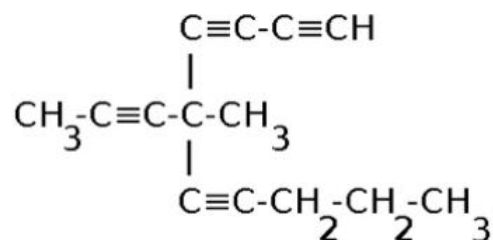
Fórmula molecular  $C_n H_{2n-2}$

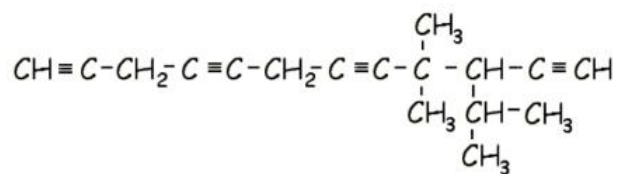
Son compuestos que presentan enlaces triples entre los carbonos de hibridación **sp**. Es de geometría lineal, el ángulo de enlace es  $180^\circ$  y la distancia  $C \equiv C$  es de  $1,21 \text{ \AA}$ . En su nomenclatura usan la terminación **-INO**. Se forman por la combinación de átomos de carbono con **hibridación sp** y dan lugar a cadenas de átomos en las que cada átomo de carbono está unido a otro átomo de carbono por un enlace triple y a un segundo átomo de carbono por un enlace simple. Su fórmula general es  $C_n H_{2n-2}$  si tienen un solo triple enlace.



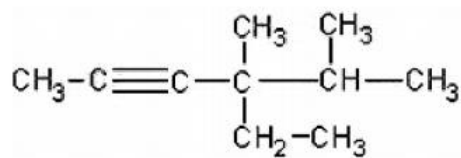
Los **alquinos** se nombran de la siguiente forma:

1. Los que sólo tienen un enlace triple se nombran cambiando la terminación **-ano** por **-INO** indicando con un número la posición del triple enlace (empezando a contar por el extremo más próximo al triple enlace)
2. Si hay ramificaciones o más de un triple enlace, la nomenclatura es análoga a la de los alquenos.
3. Si hay dobles y triples enlaces se nombran en el orden **-eno -ino** con el localizador correspondiente de forma que sea lo más bajo posible independientemente de que las insaturaciones sean dobles o triples.
4. Cuando ambas alternativas llevan a los mismos localizadores, la **prioridad** del localizador más bajo se le da al **-eno**.
5. Cuando las ramificaciones también poseen insaturaciones, la cadena principal es aquella que cumple los siguientes requisitos:
  - Contiene mayor número de insaturaciones.
  - Contiene mayor número de átomos de C.
  - Contiene mayor número de dobles enlaces.

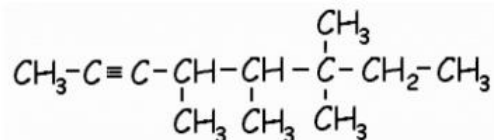
**Ejemplos****6-metil-2,4-heptadiino****1-propinil-1,3,6-decatriino**



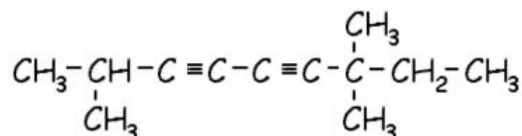
10-isopropil-9,9-dimetil-1,4,7,11-dodecatetraeno



4-etil-4,5-dimetil-2-hexino

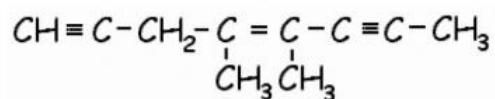


4,5,6,6-tetrametil-2-octino

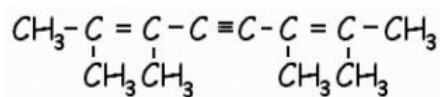


2,7,7-trimetil-3,5-nonadieno

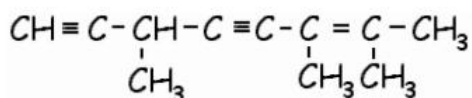
## V.B.1.2.c. Alquenos y Alquinos



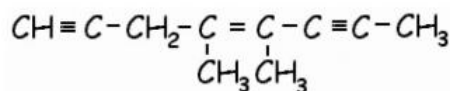
4,5-dimetil-4-octen-1,6-diino



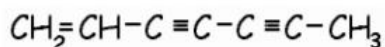
2,3,6,7-tetrametil-2,6-octadien-4-ino



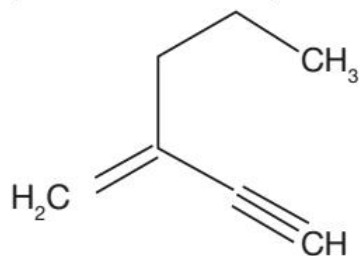
3,6,7-trimetil-6-octen-1,4-diino



4,5-dimetil-4-octen-1,6-diino



1-hepten-3,5-diino



2-propil-but-1-en-3-ino

Tabla resumen

|                            | alcanos                          | alquenos                       | alquinos                         |
|----------------------------|----------------------------------|--------------------------------|----------------------------------|
| Forma geométrica           | Tetraédrica                      | Triangular plana               | Lineal                           |
| Ángulo de enlace           | 109,5°                           | 120°                           | 180°                             |
| Tipo de enlace             | C – C                            | C = C                          | C ≡ C                            |
| Longitud del enlace        | 1,54 Å                           | 1,34 Å                         | 1,21 Å                           |
| Fórmula general            | C <sub>n</sub> H <sub>2n+2</sub> | C <sub>n</sub> H <sub>2n</sub> | C <sub>n</sub> H <sub>2n-2</sub> |
| Energía enlace (Kcal./mol) | 82,9                             | 146,8                          | 199,2                            |

### VI.B.2. Hidrocarburos cíclicos

Se forman cuando una molécula de alcano, alqueno o alquino se pliega sobre si misma formando un anillo o *ciclo*. Los ciclos más estables son aquellos formados por 5 a 7 carbonos. Para nombrarlos se aplica lo descrito para los hidrocarburos alicíclicos y sólo se añade el prefijo *ciclo* al número de carbonos de la cadena.

Si el sustituyente alquílico es de mayor número de átomos de carbono que el ciclo; se considera al ciclo como sustituyente. Se utiliza el sufijo **il (o)**.

#### VI.B.2.a. Cíclicos alifáticos: con o sin sustitución

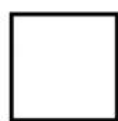
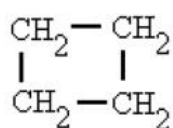
2.a.1. **Ciclo alcanos:** Ciclos con enlaces simples entre carbonos.

2.a.2. **Ciclo alquenos:** Ciclos con al menos un enlace doble entre los carbonos.

Se asume que el doble enlace está entre el carbono 1 y 2. Cuando existen sustituyentes, la numeración comienza por un carbono del doble enlace y tiene lugar por todo el anillo, de forma que los dos átomos del doble enlace queden correlativos. No es necesario utilizar el número 1 para indicar la posición del doble enlace.

2.a.3. **Ciclo alquinos:** Ciclos con al menos un enlace triple entre los carbonos.

Ejemplos:



Ciclobutano



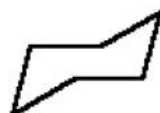
Ciclopropano



Ciclopentano



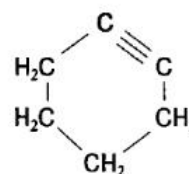
Cicloheptano



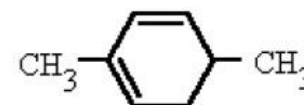
ciclohexano



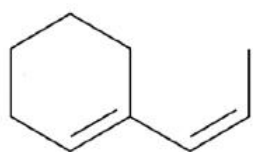
ciclooctano



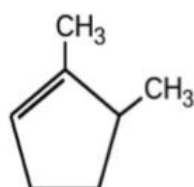
Ciclohexino



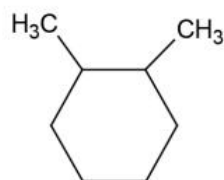
2,5-dimetil-1,3-ciclohexadieno



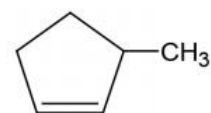
1-propenil-1-ciclohexeno



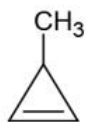
2,3-dimetil-ciclopenteno



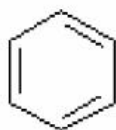
1,2-dimetil-ciclohexano



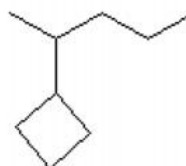
3-metilciclopenteno



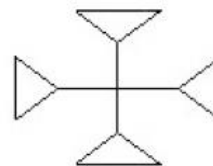
3-metilciclopropeno



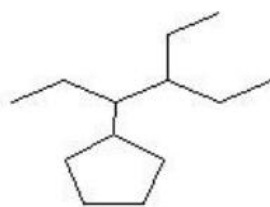
1,3,5-ciclohexatrieno



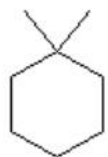
ciclobutilpentano



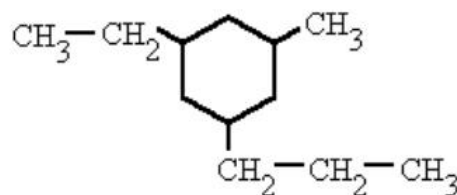
tetraciclopropilmetano



3-etil-4-ciclopentilhexano



dimetilciclohexano



1-etil-3-metil-5-propilciclohexano

Tabla VI.B.2.a.1. Constantes físicas de ciclo alcanos

| ciclo alcano  | Teb. (°C)      | t f. (°C) | densidad 20 °C(g/ml) |
|---------------|----------------|-----------|----------------------|
| ciclopropano  | - 32.7         | - 127.6   |                      |
| ciclobutano   | 12.5           | - 50.0    | 0.720                |
| ciclopentano  | 49.3           | - 93.9    | 0.746                |
| ciclohexano   | 80.7           | 6.6       | 0.779                |
| cicloheptano  | 118.5          | - 12.0    | 0.810                |
| ciclooctano   | 148.5          | 14.3      | 0.835                |
| ciclododecano | 160 (100 mmHg) | 64.0      | 0.861                |

Tienen puntos de ebullición, puntos de fusión y densidades mayores que los correspondientes alcanos acíclicos lineales, debido probablemente a su mayor rigidez y simetría, que permiten fuerzas intermoleculares de atracción más efectiva.

## VI.C. Hidrocarburos aromáticos

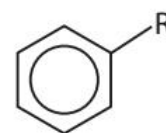
Son el benceno y todos sus derivados. Se les conoce con el nombre genérico de **ARENOS**.

En un derivado monosustituído se nombra el sustituyente como radical seguido de la palabra benceno.

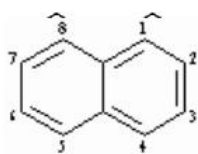
Cuando sólo hay dos sustituyentes las posiciones 1,2; 1,3 y 1,4 se puede indicar por el sufijo *orto* (o-), *meta* (m-) y *para* (p-), respectivamente. Algunos de estos compuestos conservan el nombre común.

Sustituyentes aromáticos. Tienen el nombre genérico de Arilo (Ar-).

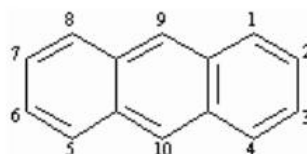
El benceno, al ser un sustituyente, sin uno de sus hidrógenos ( $C_6H_5-$ ) se le conoce como fenilo.



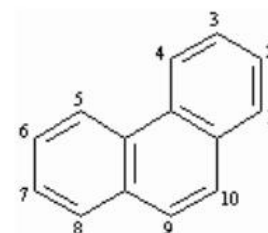
La unión de dos o más anillos bencénicos da lugar a nuevos compuestos llamados **Aromáticos policíclicos condensados**; se nombran según su nombre propio. Ej.: naftaleno, antraceno, fenantreno.



Naftaleno FM:  $C_{10}H_8$

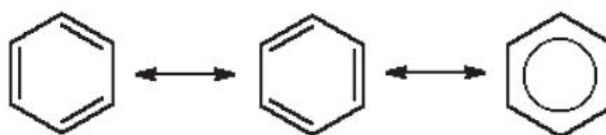


Antraceno (FM:  $C_{14}H_{10}$ )



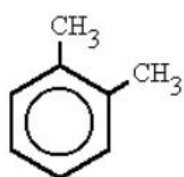
Fenantreno (FM:  $C_{14}H_{10}$ )

**Cíclicos aromáticos, con o sin sustitución.** Este es un ciclo formado por 6 átomos de carbono y 3 dobles enlaces alternados. Su nomenclatura se basa en el benceno.

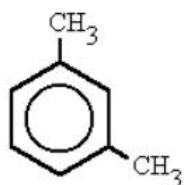


1,3,5- ciclohexatrieno = 2,4,6- ciclohexatrieno = Benceno

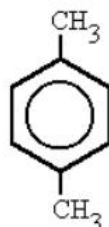
Ejemplos:



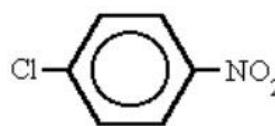
o-xileno



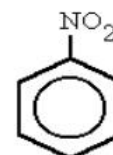
m-xileno



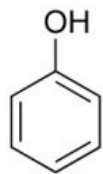
p-xileno



4-nitrocloro benceno



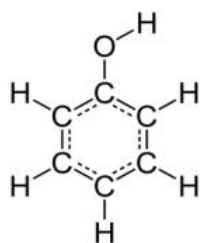
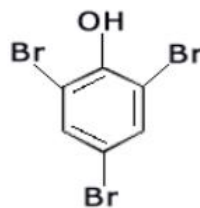
nitrobenceno



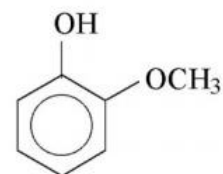
or



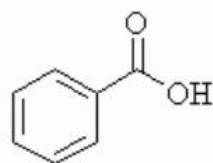
Fenol

Formula molecular C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>O

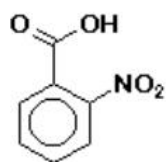
2,4,6-tribromofenol



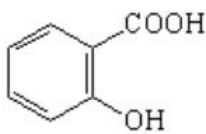
2-metoxifenol



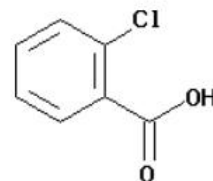
ácido benzoico



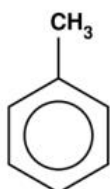
ácido 2-nitrobenzoico



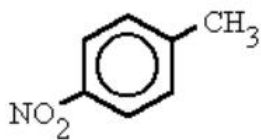
ácido 2-hidroxibenzoico



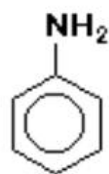
Ácido 2-clorobenzoico



Tolueno



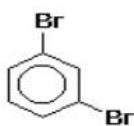
4-nitrotolueno



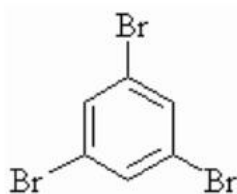
Anilina



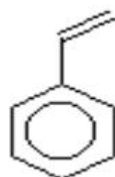
4-bromoanilina



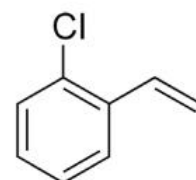
1,3-dibromobenceno



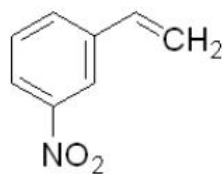
1,3,5-tribromobenceno



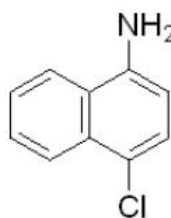
Estireno



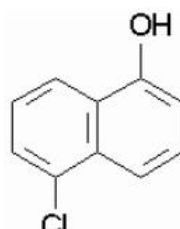
2-cloroestireno



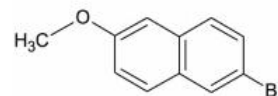
3-nitroestireno



1-amino-4-cloronaftaleno



5-cloro-1-hidroxinaftaleno



2-bromo-6-metoxinaftaleno

## VI.D. Grupos funcionales

**Grupo funcional:** Agrupación de átomos que confiere a las moléculas que los poseen propiedades y comportamiento determinados, esta agrupación de átomos contiene siempre carbono e hidrógeno y a veces: *oxígeno, nitrógeno, fósforo, azufre y/o halógenos*. Sólo en caso de que una molécula tenga más de un grupo funcional (moléculas polifuncionales) aparecen propiedades nuevas debidas a la interacción de los diversos grupos funcionales.

El estudio de la Química Orgánica se simplifica clasificando las moléculas orgánicas según sus grupos funcionales, ya que estos le confieren a la molécula **propiedades fácilmente identificables, idénticas e independientes del esqueleto carbonado** en el que se presenta.

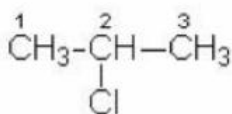
Grupos nombrados sólo como prefijos

| Grupo funcional | Símbolo         | Prefijo IUPAC |
|-----------------|-----------------|---------------|
| Halógenos:      | F               | Fluoro        |
|                 | Cl              | Cloro         |
|                 | Br              | Bromo         |
|                 | I               | Yodo          |
| Nitro           | NO <sub>2</sub> | Nitro         |
| Éter            | OR*             | Alcoxi        |

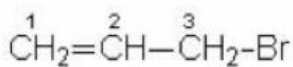
\* En esta función R representa un grupo alquilo.

### VI.D.1. Haluros de alquilo (R – X), donde X es F, Cl, Br o I

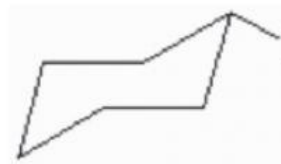
Se nombran con el prefijo fluoro-, cloro-, bromo- o iodo- seguido del nombre del hidrocarburo al que van unidos. Cuando el halógeno es una función, sus nombres son similares a los de sales (fluoruro de, cloruro de, bromuro de, etc.) seguido del nombre del radical al que va unido, ejemplo: CH<sub>3</sub>-Cl clorometano o CH<sub>3</sub>-Cl cloruro de metilo.



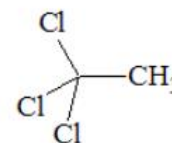
2-cloropropano



3-bromo-1-propeno



iodo-ciclohexano



1,1,1-tricloroetano

| Fórmula  | IUPAC  | Función                                | T f. °C | T eb. °C |
|--|--|--|---------|----------|
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$          | Butano                                       |  | -138    | - 0.5    |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2\text{F}$  | Fluorobutano                                 | Fluoruro de butilo                     |         | 32.5     |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2\text{Cl}$ | Clorobutano                                  | Cloruro de butilo                      | -123    | 78.4     |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2\text{Br}$ | Bromobutano                                  | Bromuro de butilo                      | -112    | 101,6    |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{CH}_2\text{I}$  | Iodobutano                                   | Ioduro de butilo                       |         | 130,5    |
| $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3$                     | 2-Cloro-propano                              | Cloruro de isopropilo                  | - 117,2 | 35,7     |
|  |  | <b>Usos</b>                            |         |          |
| $\text{CH}_2\text{Cl}_2$                         | Diclorometano                                | Solvente aerosoles                     | - 95,1  | 40       |
| $\text{CHCl}_3$                                  | Triclorometano<br>(Cloroformo)               | Anestésico                             | - 64    | 62       |
| $\text{CHI}_3$                                   | Triiodometano<br>(yodoformo)                 | Antiséptico de piel<br>y úlceras       | - 123   |          |
| $\text{CF}_2\text{Cl}_2$                         | Diclorodifluorometano<br>(freón-2)           | Refrigerante y propelente<br>aerosoles | - 158   | - 30     |
| $\text{CFCl}_3$                                  | Triclorofluorometano<br>(freón-11)           | Refrigerante y propelente<br>aerosoles | - 111   | 24       |
| $\text{CCl}_2=\text{CCl}_2$                      | 1,1,2,2-tetracloroetano<br>(Percloroetileno) | Limpieza de telas<br>y alfombras       | - 22    | 121,0    |

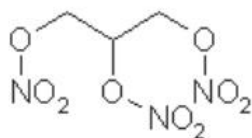
### Propiedades

Los haloalcanos tienen puntos de ebullición mayores que los correspondientes alcanos. A medida que descendemos en la tabla periódica dentro de los halógenos, el punto de ebullición del correspondiente haloalcano aumenta; ya que el peso atómico del halógeno aumenta, la polaridad del enlace carbono-halógeno hace que aparezcan fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo más fuertes.

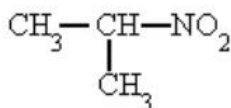
Mientras muchos compuestos orgánicos son menos densos que el agua, los haluros de alquilo son más densos que ella.

**VI.D.2. Nitro (R - NO<sub>2</sub>)**

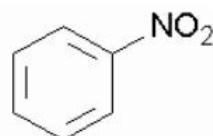
El grupo NO<sub>2</sub>- se nombra siempre como sustituyente, indicando el carbono al cual se enlaza. Los compuestos que contienen grupos NO<sub>2</sub>- son muy reactivos, incluso pueden ser muy inestables, lo suficiente como para ser explosivos (ejemplos: T.N.T., nitroglicerina)



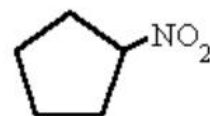
nitroglicerina



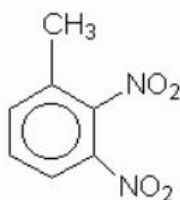
2-nitropropano



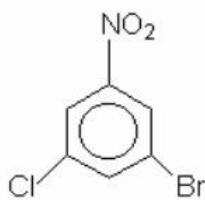
nitrobenceno



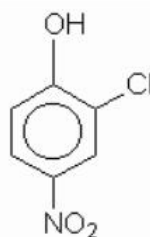
nitrociclopentano



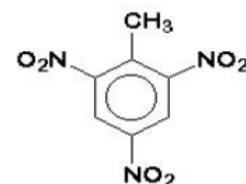
2,4-dinitrotolueno



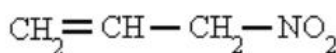
3-cloro-5-nitrobromobenceno



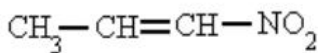
2-cloro-4-nitrofenol



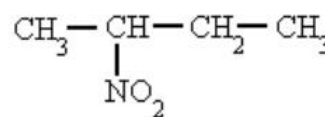
2,4,6-trinitrotolueno



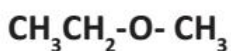
3-nitropropeno



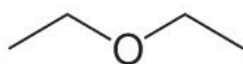
1-nitropropeno



2-nitrobutano

**VI.D.3. Éteres (R - O - R)**

Metoxi etano/Etilmetil éter



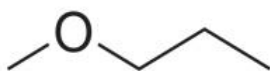
Etoxi etano/Dietil éter



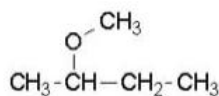
Etoxiisopropano / etilisopropil éter



1,2-dimetoxietano



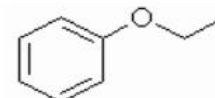
Metoxipropano



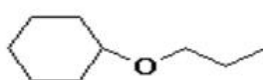
2-Metoxibutano



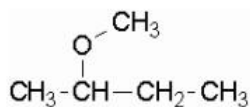
cis-1,3-dimetoxi-ciclohexano



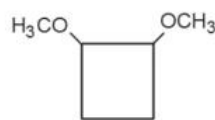
Etoxi benceno



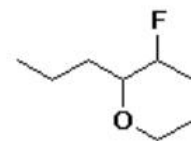
propoxiciclohexano



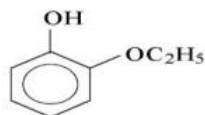
2-metoxibutano



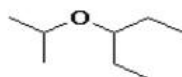
1,2-dimetoxiciclobutano



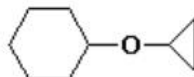
3-etoxi-2-fluorohexano



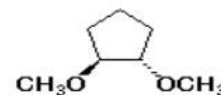
2-etoxifenol



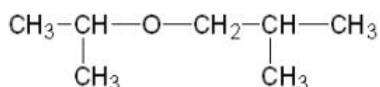
3-isopropoxipentano



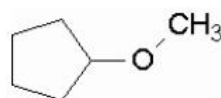
Ciclopropoxiciclohexano



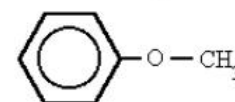
trans-1,2-dimetoxiciclopentano



1- isopropoxi-2 metilpropano



Metoxiciclopentano



Metoxibenceno

El nombre de la IUPAC sistemático para esta familia es alcoxiclcano o éter, donde la cadena más corta de las dos unidas al oxígeno termina con el sufijo oxi y la cadena más larga toma el nombre del alcano correspondiente.

| Nombre            | Fórmula   | Ángulo de enlace | Peso Molec. g/mol | T° eb. °C |
|-------------------|---|------------------|-------------------|-----------|
| Agua              | H <sub>2</sub> O  | 104,5°           | 18                | 100       |
| Metoximetano      | CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>3</sub>                                    | 111,7°           | 46                | - 25      |
| Metoxietano       | CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>                    |                  | 60                | 8         |
| Etoxietano        | CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>    |                  | 74                | 35        |
| 1,2-dimetoxietano | CH <sub>3</sub> -O-CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> -O-CH <sub>3</sub> |                  | 90                | 85        |

### Propiedades

Estructuralmente los éteres pueden considerarse derivados de agua, con estructura angular pero no pueden establecer enlaces tipo puentes de hidrógeno consigo mismos, ya que unidos al oxígeno tienen dos grupos alquilo, esto hace que tengan puntos de ebullición y fusión muchos más bajos que los alcoholes referibles.

Los éteres de cadena corta son solubles en agua, pero a medida que aumenta la longitud de la cadena disminuye la solubilidad. Los éteres son muy poco reactivos, por lo que se utilizan como disolventes. El dietiléter se usó durante años como anestésico, pero es altamente inflamable y produce irritación en las vías respiratorias y a veces náuseas y vómitos postoperatorios.

### VI.E. Nomenclatura de principales grupos funcionales en orden de prioridad

|    | Grupo Funcional   | Modelo   | Sufijo                | Prefijo     |
|----|-------------------|--|-----------------------|-------------|
| 1  | Ácido Carboxílico | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OH} \end{array}$  | Ácido .....<br>oico   | carboxi *   |
| 2  | Anhídrido         | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{OR}' \end{array}$   | Anhídrido<br>... oico |             |
| 3  | Éster             | $\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \\ \parallel \quad \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$ | -oato                 | Oxicarbonil |
| 4  | Amida             | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$   | -amida                | Carbamoil-  |
| 5  | Nitrilo           | $\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$  | -nitrilo              | -ciano      |
| 6  | Aldehído          | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C}-\text{H} \end{array}$  | -al                   | Formil      |
| 7  | Cetona            | $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \end{array}$   | -ona                  | Oxo         |
| 8  | Alcohol           | $\text{R}-\text{OH}$   | -ol                   | Hidroxi     |
| 9  | Amina             | $\text{R}-\text{NH}_2$   | -amina                | Amino       |
| 10 | Éter              | $\text{R}-\text{O}-\text{R}'$  | éter                  | Alcoxi-     |

\*En estos prefijos el nombre incluye el carbono del grupo funcional. Cuando se cuente no debe de contarse este carbono.

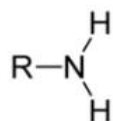
**Para nombrar un compuesto orgánico se deben seguir las siguientes reglas:**

El nombre de la cadena principal termina con el sufijo propio del grupo funcional.

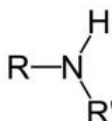
A los criterios antes dados para elegir la cadena principal se antepone el de escoger la que presenta el grupo funcional; el carbono 1 será el del extremo que esté más cercano al grupo funcional.

Si hay más de un grupo funcional, el grupo funcional que se encuentre más abajo de la tabla será el de mayor orden de prioridad y se usará como sufijo y los otros como prefijos (sustituyentes).

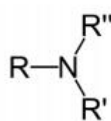
Si en el grupo funcional está presente en un átomo de carbono, este también se debe contar como parte de la cadena carbonada.

**VI.E.1. Aminas**

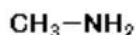
Amina primaria



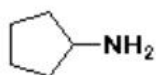
Amina secundaria



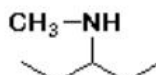
Amina terciaria



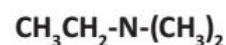
Metanamina



ciclopentanamina



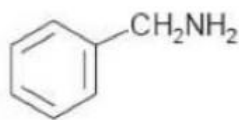
N-metil-3-pentanamina



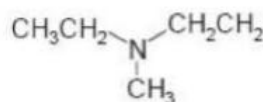
N,N-dimetiletanamina



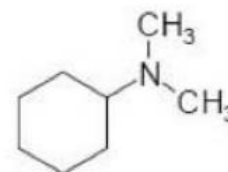
Etilamina



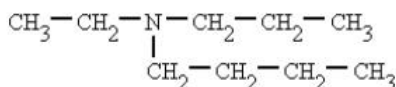
Bencilamina



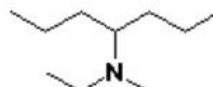
Dietilmetilamina



Ciclohexildimetilamina



N-etil-N-propilbutanamina



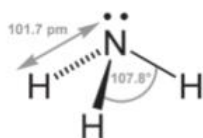
N-etil-N-metilheptan-4-amina



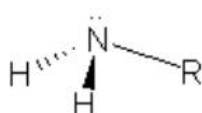
Etano-1,2-diamina

Las aminas se pueden considerar como derivadas del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), cada vez que sustituyo un hidrógeno por otro tipo de grupo. Si reemplazo un hidrógeno será amina primaria, si reemplazo dos hidrógenos: amina secundaria y si reemplazo 3 hidrógenos: amina terciaria.

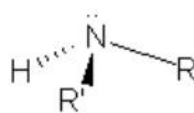
Amoníaco



Amina primaria



Amina secundaria



Amina terciaria



Figura VE.1 Geometría de las aminas

Para nombrarlas, los sustituyentes se nombran en primer lugar por orden alfabético o con indicadores de cantidad cuando son iguales (di, tri) y el sustituyente más importante seguido de la palabra **-amina**.

De los nombres no sistemáticos destaca el de la anilina  $C_6H_5-NH_2$

Cuando el grupo  $-NH_2$  actúa como sustituyente se nombra como **-amino**

| Fórmula              | Nombre IUPAC            | Nombre común   | Fusión (°C) | T°eb. (°C) | Peso Molec. g/mol |
|----------------------|-------------------------|----------------|-------------|------------|-------------------|
| $CH_3NH_2$           | Metanamina              | Metilamina     | - 92        | 7.5        | 31                |
| $(CH_3)_2NH$         | N- metilmetanamina      | Dimetilamina   | - 96        | 7          | 46                |
| $(CH_3)_3N$          | N,N-dimetilmetanamina   | Trimetilamina  | -117        | 3          | 59                |
| $CH_3CH_2NHCH_3$     | N-metiletanamina        | Etilmetilamina |             | 37         | 59                |
| $CH_3CH_2CH_2NH_2$   | Propanamina             | Propilamina    | - 83        | 48         | 59                |
| $(CH_3-CH_2)_2NH$    | N-etiletanamina         | Dietilamina    | - 8         | 17         | 73                |
| $(CH_3-CH_2)_3N$     | N,N-dietiletanamina     | Trietilamina   | - 39        | 55         | 101               |
| $(CH_3CH_2CH_2)_2NH$ | N-propilpropanamina     | Dipropilamina  | - 40        | 110        | 101               |
| $(CH_3CH_2CH_2)_3N$  | N,N-dipropilpropanamina | Tripropilamina | - 94        | 155        | 143               |

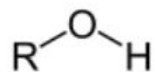
### Propiedades

El enlace por puente de hidrógeno en las aminas que al menos posean un enlace N-H es importante para mantener la cohesión intermolecular, los puntos de ebullición y fusión son mayores que en los alcanos. Sin embargo, para pesos moleculares y tamaños semejantes, los alcoholes tienen constantes físicas más altas (los enlaces **N-H...N** son más débiles que los **O-H...O**).

Las aminas secundarias, o incluso las terciarias en las que el enlace de hidrógeno no es posible, tienen puntos de ebullición más bajos para el mismo peso molecular. Sin embargo, a medida del aumento del peso molecular, aumenta su punto de ebullición debido a su mayor tamaño y al correspondiente aumento de las fuerzas de Van der Waals.

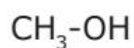
**VI.E.2. Alcoholes**

Los alcoholes responden a la fórmula general  $C_nH_{2n+1}OH$

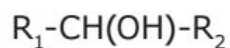


Alcohol primario

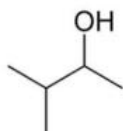
Ejemplos:



Metanol



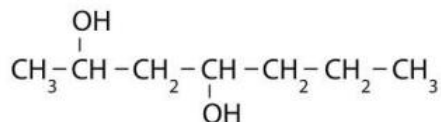
Alcohol secundario



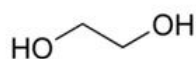
3-metil-2-butanol



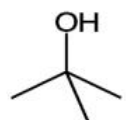
Alcohol terciario



2,4-heptanodiol



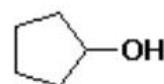
1,2-etanodiol



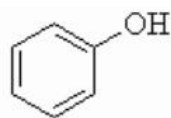
terbutanol



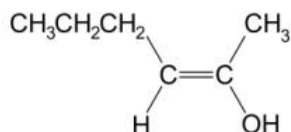
2-propenol



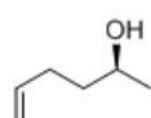
ciclopentanol



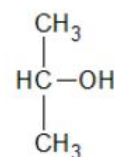
fenol



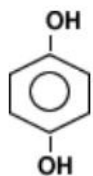
2-hexen-2-ol



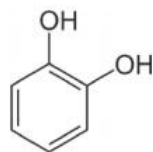
5-hexen-2-ol



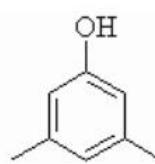
isopropanol



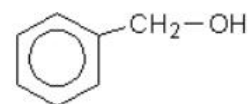
p- difenol



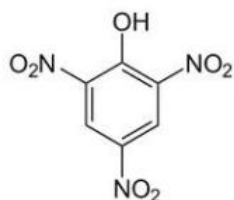
o-difenol



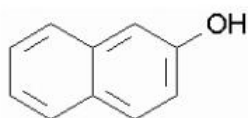
3,5-dimetilfenol



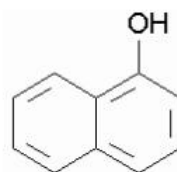
bencilalcohol



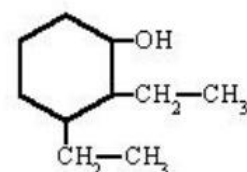
2,4,6-trinitrofenol



2-naftol



1-naftol



2,3-dietilciclohexanol

## Nomenclatura

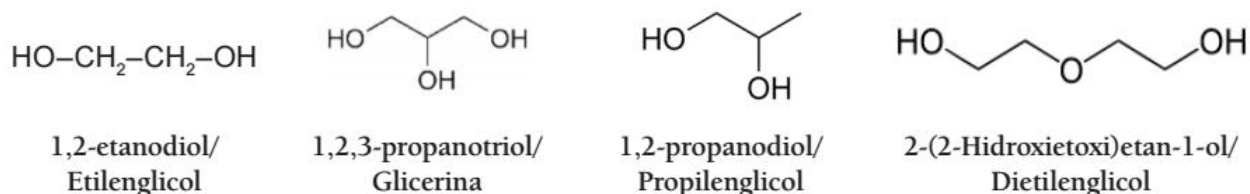
IUPAC: Se elige la cadena más larga que contenga los grupos  $\text{-OH}$  y se sustituye el sufijo  $\text{-o}$  por  $\text{-ol}$  en el nombre del alcano progenitor, e identificando la posición del átomo con un número localizador del carbono al que se encuentra enlazado el grupo hidroxilo.

La nomenclatura trivial antepone la palabra **alcohol** y sustituye el sufijo  $\text{-ano}$  del correspondiente alcano por  $\text{-ílico}$ .

De los nombres no sistemáticos destaca el del **fenol**  $\text{C}_6\text{H}_5\text{-OH}$ .

Cuando la molécula alcohólica es sustituyente, se emplea el prefijo **hidroxi-**.

Los glicoles son alcoholes que poseen dos o más grupos  $\text{-OH}$ .



| Fórmula  | IUPAC                   | Común                          | T. f. (°C) | T. eb. (°C) | Peso molec. |
|--|-------------------------|--------------------------------|------------|-------------|-------------|
| $\text{CH}_3\text{OH}$                                       | Metanol                 | Alcohol metílico               | - 97.8     | 65.0        | 32          |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$                            | Etanol                  | Alcohol etílico                | - 114.7    | 78.5        | 46          |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{OH}$                        | 1-Propanol              | Alcohol propílico              | - 126.5    | 97.4        | 60          |
| $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$                                 | 2-Propanol              | Alcohol isopropílico           | - 89.5     | 82.4        | 60          |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$                        | 1-Butanol               | Alcohol butílico               | - 89.5     | 117.3       | 74          |
| $(\text{CH}_3)_2\text{COHCH}_3$                              | 2-Metil-2- propanol     | Alcohol terbutílico            | 25.5       | 82.2        | 74          |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{OH}$                        | 1-Pentanol              | Alcohol pentílico              | - 79       | 138         | 88          |
| $(\text{CH}_3)_2\text{CCH}_2\text{OH}$                       | 2,2-Dimetil- 1-propanol | Alcohol neopentílico           | 53         | 114         | 88          |
| $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$                 | 1,2-etanodiol           | Etilenglicol                   | - 15.6     | 198         | 62          |
| $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2\text{OH}$        | 1,2-propanodiol         | Propilenglicol                 | - 59       | 189         | 76          |
| $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{-O-CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ | 2-(2-butoxi) etanol     | Dietilenglicol, butildi-glicol | - 68       | 231         |             |
| $\text{CH}_2\text{OH-CH}(\text{OH})\text{-CH}_2\text{OH}$    | 1,2,3- propanotriol     | Glicerina                      | 20         | 182         |             |

## Propiedades

Se caracterizan por la formación de puentes de hidrógeno fuertes, puntos de fusión y ebullición elevados, en comparación con los alcanos correspondientes.

El grupo hidroxilo le confiere polaridad a la molécula y la hace soluble en solventes polares. La parte carbonada es apolar y resulta hidrófoba. Cuanto mayor es la longitud del alcohol su solubilidad en agua disminuye y aumenta en disolventes poco polares.

Los alcoholes más importantes en toxicología son el etanol, el metanol y el etilenglicol.

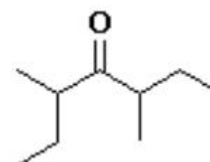
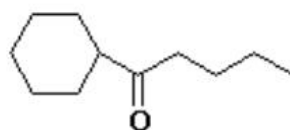
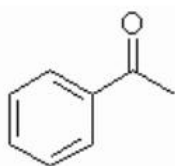
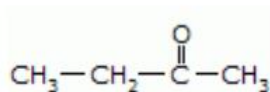
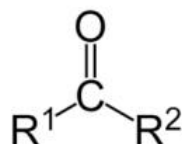


| Alcoholes            | Usos  | Glicoles       | Usos                                   |
|----------------------|---|----------------|--|
| Metanol              | Alcohol de quemar, barnices                 | Etilenglicol   | Anticongelantes de radiadores de autos |
| Etanol               | Bebidas alcohólicas, colonias, antisépticos | Propilenglicol | Productos farmacéuticos                |
| Alcohol isopropílico | Disolventes, antisépticos                   | Dietilenglicol | Disolventes                            |
|                      |   | glicerina      | Cremas cosméticas                      |

### Síntomas de la ingestión de alcohol

| Concentración (g/L) | Estado clínico | Síntomas y signos  |
|---------------------|----------------|--|
| 0,5 - 1             | Euforia        | Sociable, desinhibido, disminución de la atención  |
| 1 - 2               | Excitación     | Inestabilidad emocional, aumento del tiempo de reacción  |
| 2 - 3               | Confusión      | Desorientación, mareo, diplopía, hipostesia, incoordinación, ataxia                                |
| 3 - 4               | Estupor        | Apatía, incapaz de levantarse, vómitos, incontinencia de esfínteres, adormecimiento                |
| 4 - 5               | Coma           | Inconsciencia completa, anestesia, abolición de reflejos, hipotensión, hipoventilación, hipotermia |
| > 5                 | Muerte         | Paro respiratorio  |

### VI.E.3. Cetonas (R-CO-R)

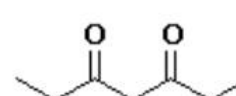
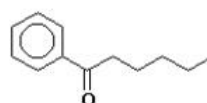
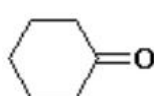
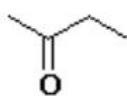


2-butanona/  
Etilmetilcetona

Acetofenona

1-ciclohexilpentan-1-ona

3,5-dimetilheptan-4-ona



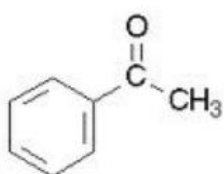
Propanona

2-butanona

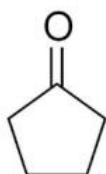
ciclohexanona

1-fenil-  
hexan-1-ona

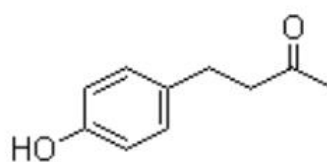
3,5-heptanodiona



Ciclopentanona



Acetofenona



4-(4-Hidroxifenil)-2-butanona

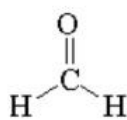
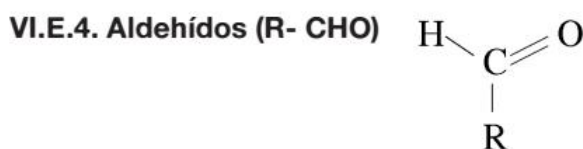
Los nombres de las cetonas se forman eligiendo la cadena más larga de carbonos que contenga el grupo carbonilo, de modo que el localizador sea el menor posible y al nombrar la cadena se le pondrá la terminación **-ona**. En las cetonas cíclicas al grupo carbonilo se le asigna el localizador 1.

El grupo carbonilo de la cetona se puede nombrar como sustituyente en una molécula que contenga un grupo funcional de mayor prioridad, y se designa con el prefijo **-oxo**.

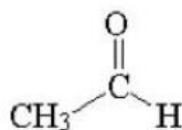
| Fórmula   | IUPAC               | Común                | T. f. °C | T. eb °C | Solub. g/100 g H <sub>2</sub> O |
|---|---------------------|----------------------|----------|----------|---------------------------------|
| CH <sub>3</sub> CO CH <sub>3</sub>  | 2-propanona         | Acetona              | - 95.4   | 57       | soluble                         |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO CH <sub>3</sub>                                    | 2-butanona          | Metiltilcetona       | - 86     | 80       | 29                              |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO CH <sub>3</sub>                    | 2-pentanona         | Metilpropilcetona    | - 40     | 102      | 5                               |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CHCH <sub>2</sub> COCH <sub>3</sub>                   | 4-metil-2-pentanona | Isobutilmetilcetona  | - 84     | 118      | 2                               |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> COCH <sub>2</sub> CH <sub>3</sub>     | 3-heptanona         | Butiltilcetona       | - 37     | 148      | 0.43                            |
| (CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> CH-(CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> -COCH <sub>3</sub> | 5-metil-2-pentanona | Isopentilmetilcetona | - 74     | 144      | 5.4                             |

La **2-propanona** (acetona) es la más conocida de todas las cetonas. Es un excelente disolvente para compuestos orgánicos tales como: los aceites naturales y sintéticos, las resinas, gomas, ceras, pinturas y barnices. Por esta propiedad, es recomendada para la producción de agentes de recubrimiento, tintas de imprenta y adhesivos.

Las cetonas generalmente producen acción narcótica. Todas son irritantes de las mucosas y por esta razón no son toleradas en altas concentraciones.



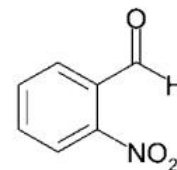
Metanal/ formaldehído



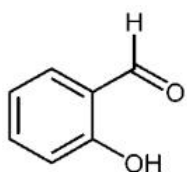
Etanal/ etanaldehído



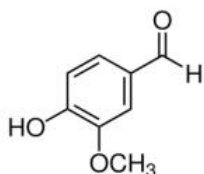
etanodial



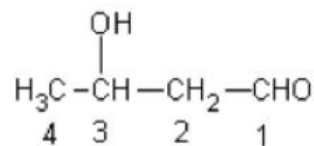
2-nitrobenzaldehído



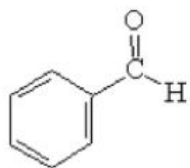
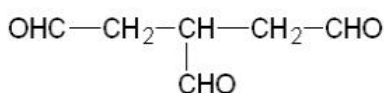
2-hidroxibenzaldehído



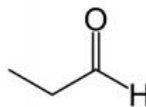
4-hidroxi-3-metoxibenzaldehído



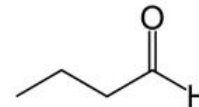
3-hidroxibutanal

Benzaldehído F.M.  $C_7H_6O$ 

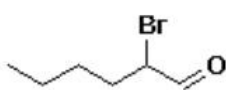
3-formilpentanodial



propanal



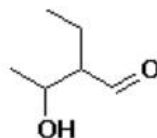
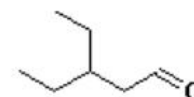
butanal



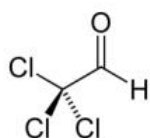
2-bromohexanal



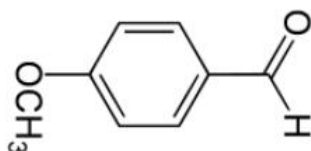
Pentanodial

2-etil-3-hidroxi-  
butanal

3-etilpentanal



2,2,2-tricloroetanal



4-metoxibenzaldehído



3-oxo-pentanal/3-oxo-pentanaldehído

Para nombrar un aldehído, se cambia la terminación **-o** de los alcanos por **-al** ó aldehído. El carbono principal es aquel que contenga la función **aldehído** y se le asigna el localizador 1.

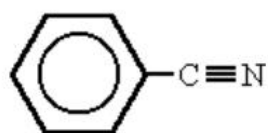
El grupo carbonilo del aldehído es nombrado como sustituyente en una molécula que contenga un grupo funcional de mayor prioridad. El carbonilo del grupo **-CHO** se designa con el prefijo de **formilo**.

| Fórmula   | IUPAC    | Común            | T. f. °C | T. eb. °C | Solub. g/100 g H <sub>2</sub> O |
|---|----------|------------------|----------|-----------|---------------------------------|
| HCHO  | Metanal  | Formaldehído     | - 90     | - 21      | Muy soluble                     |
| CH <sub>3</sub> CHO                                 | Etanal   | Acetaldehído     | - 121    | 20.2      | Total                           |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CHO                 | Propanal | Propionaldehído  | - 81     | 49        | 16                              |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CHO | Butanal  | n-Butiraldehído  | - 99     | 76        | 7                               |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> CHO | Pentanal | n-Valerialdehído | - 91     | 103       | Leve                            |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>4</sub> CHO | Hexanal  | Caproaldehído    |          | 131       | Leve                            |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>5</sub> CHO | Heptanal | Heptanaldehído   | - 42     | 155       | 0,1                             |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> CHO                   | Benzal   | Benzaldehído     | - 26     | 178       | 0,3                             |

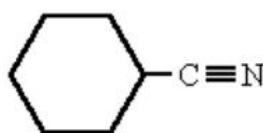
**Propiedades físicas**

Con la excepción del metanal, que es un gas, los aldehídos y las cetonas que tienen hasta diez átomos de carbono son líquidos de olor agradable. Son muy solubles en disolventes orgánicos, pero sólo son solubles en agua los primeros de cada clase. Esta solubilidad en agua es mucho mayor en disoluciones de ácidos fuertes, puesto que aceptan protones y forman sales.

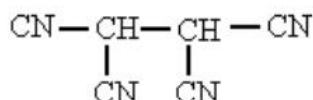
Tienen gran importancia en la industria cosmética y constituyen la materia prima en la industria química, es el punto de partida para la fabricación de la resina urea formaldehído. Los aldehídos, muy difundidos en el reino vegetal, son agentes de las síntesis orgánicas.

**VI.E.5. Nitrilos  $R-C\equiv N$** 

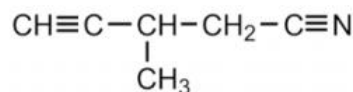
Benzonitrilo / Cianuro de fenilo



Ciclohexanocarbonitrilo



1,1,2,2-etanotetra carbonitrilo



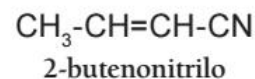
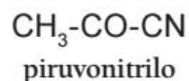
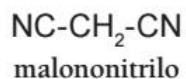
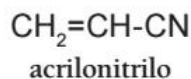
3-metil-4-ino-pentanitrilo

En la nomenclatura  $-C\equiv N$  consideran derivados del ácido cianhídrico (HCN) denominados como **cianuros de alquilo**.

Si el grupo  $-C\equiv N$  forma parte de la cadena principal y es el grupo más importante se utiliza el sufijo **-nitrilo**. Si es grupo principal pero no forma parte de la cadena principal, se utiliza el sufijo **-carbonitrilo**. Si se considera como **sustituyente**, se utiliza el prefijo **ciano**.

| Nombre del compuesto             | Estructura   | PM g/mol | T° f. °C | T° eb. °C |
|----------------------------------|--|----------|----------|-----------|
| Cianuro de hidrógeno             | $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$  | 27,0     | -13,24   | 25,7      |
| Etanitrilo (Acetonitrilo)        | $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{N}$   | 41,0     | -45      | 81        |
| Propanonitrilo (Propionitrilo)   | $\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                                  | 55,1     | -92      | 97        |
| Butanonitrilo (Butironitrilo)    | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                       | 69,1     | -112     | 116-118   |
| Pentanitrilo                     | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$            | 83,1     | -96      | 139       |
| Hexanonitrilo                    | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$ | 97       | -80      | 161-164   |
| Heptanonitrilo (Caprilonitrilo)  | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                   | 111,2    | -64      | 186-187   |
| Octanonitrilo                    | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                   | 125,2    | -45      | 198-200   |
| Nonanonitrilo (Pelargononitrilo) | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                   | 139,2    | -35      | 224       |
| Decanonitrilo                    | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{N}$                   | 153,3    | N/D      | 241-243   |

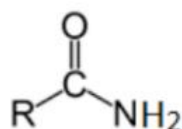
Algunos nitrilos reciben nombres especiales:



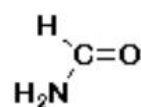
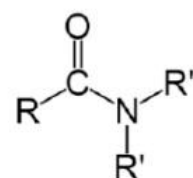
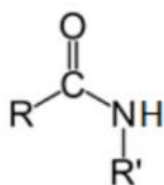
### Propiedades físicas

El grupo ciano está polarizado de tal forma que el átomo de carbono es el extremo positivo del dipolo y el nitrógeno el negativo. Esta polaridad hace que los nitrilos estén muy asociados en estado líquido. Así, sus puntos de ebullición son algo superiores a los de los alcoholes de masa molecular comparable. Los nitrilos de más de 15 carbonos son sólidos. Exceptuando los primeros de la serie, son sustancias insolubles en agua. La mayoría de los nitrilos tienen un olor que recuerda al del cianuro de hidrógeno y son moderadamente tóxicos. El triple enlace es un punto de ataque para reactivos nucleófilos.

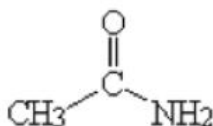
### VI.E.6. Amidas



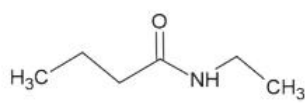
R-CO-NH<sub>2</sub>



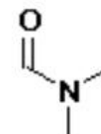
Metanamida /  
formamida



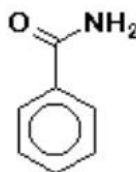
Etanamida



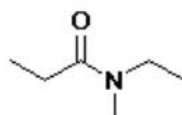
N-etilbutanamida



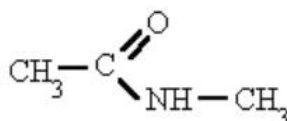
N,N-dimetilmetanamida



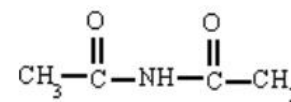
N-benzanamida



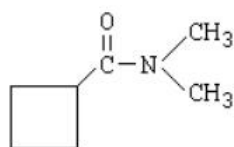
N-etil-N-  
metilpropanamida



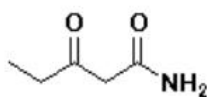
Metiletanamida



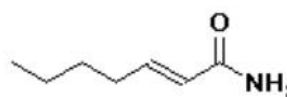
Diacetamida



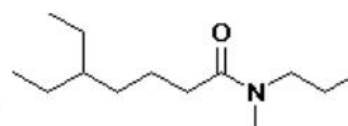
N,N-  
dimetilciclobutano-  
carboxamida



3-oxopentanamida



2-heptenamida



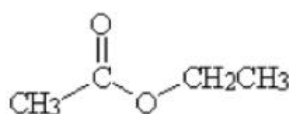
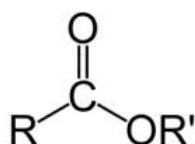
5-etil-N-metil-N-propil-  
heptanamida

**Propiedades**

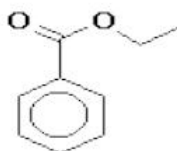
La cohesión intermolecular es mayor en las amidas que pueden formar puentes de hidrógeno intermoleculares por medio de los dos grupos N-H. Las acetamidas tienen puntos de ebullición mucho más altos que los alcanos de peso molecular semejante, ya que en moléculas pequeñas, la polaridad del grupo amida sí aporta cohesión intermolecular adicional.

| Fórmula  | IUPAC                | Común                | T eb. °C | T. f. °C |
|--|----------------------|----------------------|----------|----------|
| CH <sub>3</sub> CO-NH <sub>2</sub>                                   | Etanamida            | Acetamida            | 220      |          |
| CH <sub>3</sub> CO-NHCH <sub>3</sub>                                 | N-metiletanamida     | N-metilacetamida     | 200      |          |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CO-NH(CH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> | N,N-dimetiletanamida | N,N-dimetiletanamida | 170      |          |
| NH <sub>2</sub> CO-NH <sub>2</sub>                                   | carbonildiamida      | Urea                 |          | 133      |

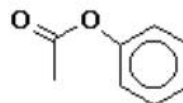
Las amidas se utilizan como materias primas de otros productos finales.

**VI.E.7. Ésteres (R-COO-R')**

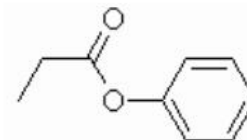
Etanoato de etilo



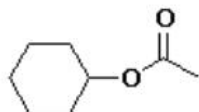
Benzoato de etilo



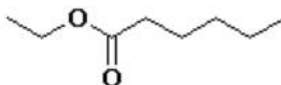
etanoato de fenilo



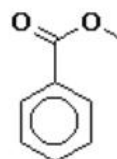
Propanoato de fenilo



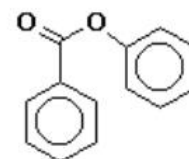
Etanoato de ciclohexilo



Hexanoato de etilo



Benzoato de metilo



Benzoato de fenilo

Los ésteres consisten en dos cadenas separadas por un oxígeno, el cual se une por un lado al grupo carbonilo, ésta es la cadena principal. Se cambia la terminación -o de los alcanos por la terminación -oato de los ésteres la otra cadena debe nombrarse por separado y el nombre final será del tipo: alcanato de alquilo. Este procedimiento se utiliza sin importar el tamaño de la cadena.

| Fórmula  | IUPAC                | Común              | T. eb. °C |                      |
|--|----------------------|--------------------|-----------|----------------------|
| $\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$                                     | Metanoato de etilo   | Formiato de etilo  | 54        | Ron                  |
| $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$                                      | Etanoato de metilo   | Acetato de metilo  | 58        | Disolv. de pinturas  |
| $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$                           | Etanoato de etilo    | Acetato de etilo   | 77        | Disolv. de pegamento |
| $\text{CH}_3\text{COO}(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$                | Etanoato de propilo  | Acetato de propilo | 102       | Peras                |
| $\text{CH}_3\text{COO}(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$                | Etanoato de pentilo  | Acetato de amilo   | 146       | Plátano              |
| $\text{CH}_3\text{COO}(\text{CH}_2)_7\text{CH}_3$                | Etanoato de octilo   | Acetato de octilo  |           | Naranja              |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOCH}_3$                       | Butanoato de metilo  | Butirato de metilo |           | Manzana              |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$            | Butanoato de etilo   | Butirato de etilo  | 121       | Piña                 |
| $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOC}_6\text{H}_5$                  | Etanoato de fenilo   | Acetato de fenilo  |           | Jazmín               |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_6\text{COO}(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$ | Octanoato de heptilo |                    |           | Frambuesas           |
| $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_2\text{COO}(\text{CH}_2)_4\text{CH}_3$ | Butanoato de pentilo |                    |           | Peras o albaricoques |

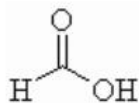
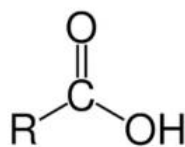
### Propiedades

Los ésteres dan sabor y olor a muchas frutas y son los constituyentes mayoritarios de las ceras animales y vegetales, lo que hace que se utilicen ampliamente como sabores y fragancias artificiales.

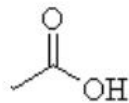
En el comercio son utilizados como materia prima en perfumes y esencias saborizantes, confiterías, solventes, agentes sintéticos y para la preparación de plásticos.

Las industrias químicas producen centenares de millones de kg de ésteres por año. Son de especial importancia el acetato de etilo, acetato de butilo, dibutilftalato, acetato y xantogenato de celulosa, trinitrato de glicerilo, acetato de vinilo y nitrato de celulosa.

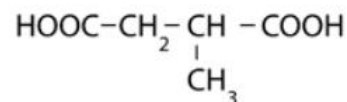
## VI.E.8. Ácidos carboxílicos (R-COOH)



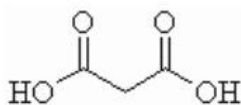
Ácido metanoico  
Ácido fórmico



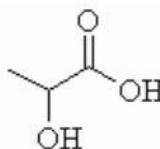
Ácido etanoico  
Ácido acético



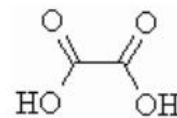
Ácido 2-metilbutanodioico



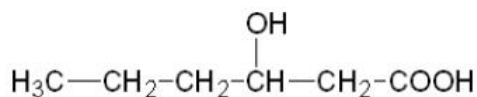
Ácido 2,3-propanodioico  
Ácido malónico



Acido 2-hidroxiopropanoico  
Ácido láctico



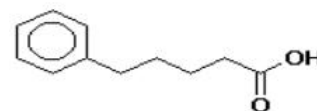
Ácido etanodioico  
Ácido oxálico



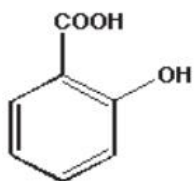
Ácido 3-hidroxihexanoico



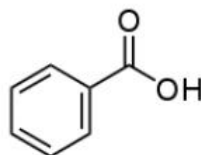
Ácido octanoico



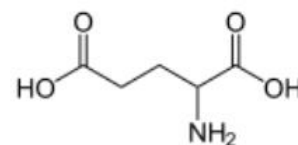
Ácido 5-fenilpentanoico



Ácido 2-hidroxi benzoico  
Ácido salicílico



Ácido benzoico



Ácido 2-aminopentanodioico  
Ácido glutámico

La nomenclatura IUPAC para los ácidos carboxílicos emplea el nombre del alcano que corresponde a la cadena más larga de átomos de carbono, que contenga al ácido carboxílico como carbono principal. Para nombrarlo, se usa el prefijo **ácido** y la **-o** final del alcano precedente se sustituye por el sufijo **-oico**.

| Fórmula   | IUPAC                      | Común              | T. f. (°C) | T. eb. (°C) | Presente en                    |
|---|----------------------------|--------------------|------------|-------------|--------------------------------|
| HCOOH   | Ácido metanoico            | Ácido fórmico      | 8          | 100.5       | Hormigas                       |
| CH <sub>3</sub> COOH                                  | Ácido etanoico             | Ácido acético      | 16.6       | 118         | Vinagre                        |
| CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH                  | Ácido propanoico           | Ácido propiónico   | - 22       | 141         | Prod. lácteos                  |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> COOH  | Ácido butanoico            | Acido butírico     | -6         | 164         | Mantequilla rancia             |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>3</sub> COOH  | Ácido pentanoico           | Ácido valerianoico | - 34       | 187         | Raíz de valeriana              |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> COOH  | Ácido octanoico            | Ácido caprílico    | 16         | 239         | Mantequilla de cabra           |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>10</sub> COOH | Ácido dodecanoico          | Ácido láurico      | 44         | 225         | Hojas de laurel                |
| CH <sub>3</sub> (CH <sub>2</sub> ) <sub>16</sub> COOH | Ácido octadecanoico        | Ácido esteárico    | 70         | 287         | Manteca de cacao               |
| C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH                    | Ácido benzoico             | Ácido benzoico     | 122        | 250         | Conservante, letal para gatos  |
| HOOC-COOH   | Ácido etanodioico          | Acido oxálico      | Sub. 150   |             | Espinaca                       |
| o-C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> (COOH) <sub>2</sub>   | Ácido o-benzodioico        | Ácido ftálico      | 2          |             |                                |
| o-CH <sub>3</sub> C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> COOH  | Ácido 2-metil-benzoico     | Ácido o-toluoico   | 106        | 259         |                                |
| CH <sub>3</sub> -CHOH-COOH                            | Ácido 2-hidroxiopropanoico | Ácido láctico      | 18         | 122         | Prod. secundario del ejercicio |

En la naturaleza los ácidos carboxílicos existen en estado líquido y sólido, no como gases. Esto se debe a la capacidad para formar puentes de hidrógeno intermoleculares entre los grupos carboxílicos. De esta forma los ácidos carboxílicos los podemos encontrar como dímeros principalmente.



**Dímero del ácido etanoico**

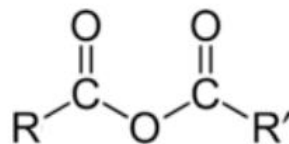
### Propiedades

**Puntos de ebullición:** Los ácidos carboxílicos hierven a temperaturas muy superiores que los alcoholes, cetonas o aldehídos de pesos moleculares semejantes. Esto es el resultado de la formación de un dímero estabilizado a través de los puentes de hidrógeno.

**Puntos de fusión:** Los ácidos carboxílicos que contienen más de ocho átomos de carbono por lo general son sólidos a temperatura ambiente, a menos que contengan dobles enlaces. La presencia de dobles enlaces (especialmente dobles enlaces **cis**) en una cadena larga impide la formación de una red cristalina estable, lo que ocasiona un punto de fusión más bajo.

Los puntos de fusión de los **ácidos dicarboxílicos** son muy altos, ya que las fuerzas de los puentes de hidrógeno son especialmente fuertes.

**Solubilidad:** Los ácidos carboxílicos de peso molecular más pequeño, de hasta cuatro átomos de carbono, forman puentes de hidrógeno con el agua y son miscibles en agua. A medida que aumenta la longitud de la cadena de carbono disminuye la solubilidad en agua; los ácidos con más de diez átomos de carbono son esencialmente insolubles. Son muy solubles en los alcoholes, porque forman enlaces de hidrógeno con ellos.

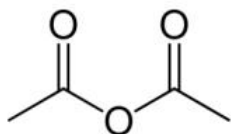
**VI.E.9. Anhídridos (R-CO-O-CO-R)**

Los anhídridos orgánicos son compuestos derivados de la condensación de los ácidos carboxílicos con eliminación de una molécula de agua. Los anhídridos pueden ser simétricos si se unen ácidos iguales, o asimétricos si se unen distintos ácidos.

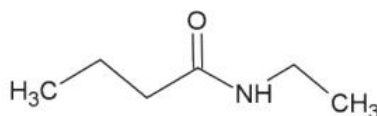
De acuerdo a la IUPAC, los anhídridos simétricos terminan la nomenclatura con la terminación oico. Los anhídridos asimétricos se nombran con la palabra anhídrido seguido del nombre de los ácidos, de acuerdo a la complejidad creciente.

**Propiedades**

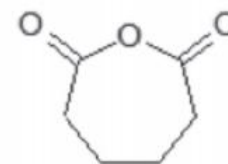
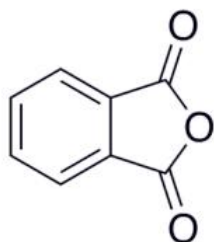
Los anhídridos de cadena corta son líquidos de olor picante e irritante, cuya temperatura de ebullición mayor a la temperatura de ebullición al ácido del cual derivan. Reaccionan con el agua regenerando el ácido del cual provienen.



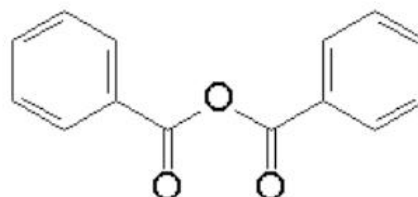
Anhídrido etanoico



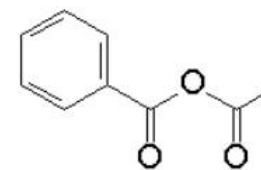
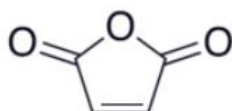
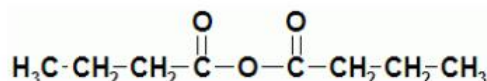
Anhídrido propanoico

Anhídrido  
ciclohexanoico

Anhídrido ftálico



Anhídrido benzoico

Anhídrido  
aceticobenzoicoAnhídrido maleico  
Anhídrido ciclobutenoico

Anhídrido butanoico

## EJERCICIOS QUÍMICA ORGÁNICA

### Selección múltiple

1. Las fórmulas moleculares de: benceno, naftaleno y antraceno, son respectivamente.

- A)  $C_6H_{12}$ ,  $C_{12}H_{12}$ ,  $C_{18}H_{20}$
- B)  $C_6H_{12}$ ,  $C_{12}H_{10}$ ,  $C_{18}H_{18}$
- C)  $C_6H_6$ ,  $C_{10}H_{10}$ ,  $C_{14}H_{14}$
- D)  $C_6H_6$ ,  $C_{10}H_8$ ,  $C_{14}H_{10}$
- E)  $C_2H_6$ ,  $C_3H_8$ ,  $C_5H_{10}$

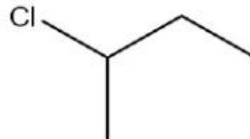


2. ¿Cuál de los siguientes grupos funcionales tiene mayor prioridad en el nombre del compuesto?

- A) Cetona.
- B) Aldehído.
- C) Ácido carboxílico.
- D) Amina.
- E) Éter.

3. ¿Cuál es el nombre del compuesto químico?

- A) 1-cloro-1-metilbutano.
- B) 2-cloro-1,4-dimetilpropano.
- C) 2-cloropentano.
- D) 2-cloro-1,4-dimetilbutano.
- E) 4-cloropentano.



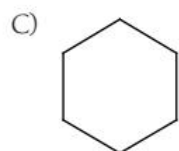
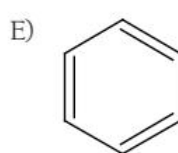
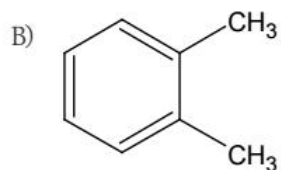
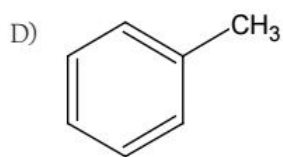
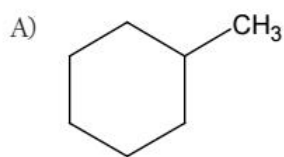
4. ¿Cuál es el nombre de los compuestos que poseen al menos un grupo funcional COOH en su estructura?

- A) Cetonas.
- B) Aldehídos.
- C) Éteres.
- D) Ácidos carboxílicos.
- E) Ésteres.

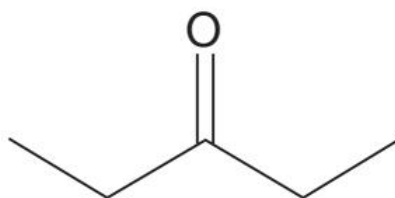
5. ¿Cuál es el nombre de los compuestos que poseen al menos un grupo funcional OH en su estructura?

- A) Alcoholes.
- B) Alcanos.
- C) Alquenos.
- D) Alquinos.
- E) Haluros.

6. De los siguientes compuestos que se presentan a continuación, ¿cuál se denomina tolueno?



7. Respecto al siguiente compuesto:



Es correcto afirmar que:

- I) Su nombre IUPAC es 3-pentanona.
- II) El carbono del grupo carbonilo tiene hibridación  $sp^2$ .
- III) Es capaz de formar puente de hidrógeno con el agua.

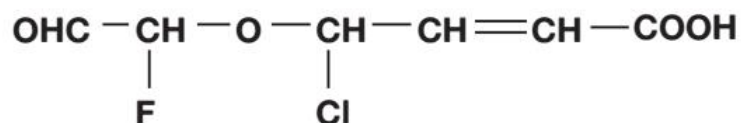
- A) Solo I.
- B) Solo II.
- C) Solo III.
- D) Solo I y III.
- E) I, II y III.

8. De los compuestos que se nombran a continuación, indique cuáles contienen al menos un átomo de oxígeno en su estructura

- I) Ácido pentanoico.
- II) 2,2,3-trimetilbutano.
- III) 2 - Propanona.

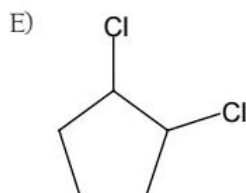
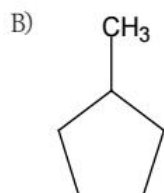
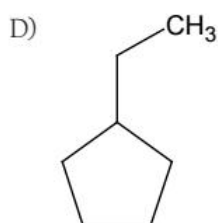
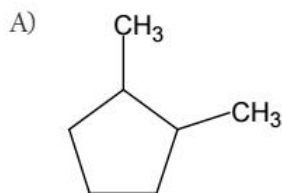
- A) Sólo I.
- B) Sólo II.
- C) Sólo III.
- D) I y II.
- E) I y III.

9. Dada la siguiente estructura orgánica, indicar dos de sus grupos funcionales:



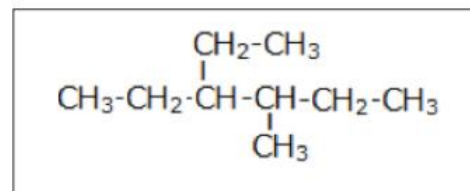
- A) Ácido carboxílico y amina.
- B) Halógeno y alcohol.
- C) Halógenos y aldehído.
- D) Ester y aldehído.
- E) Cetona y alqueno.

10. ¿Cuál es la fórmula estructural del compuesto que tiene su fórmula molecular con menor cantidad de hidrógenos?



11. ¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente compuesto?

- A) 3-metil-4-etilnonano.  
 B) 3,3-dimetilhexano.  
 C) 3- etil-4-metilhexano.  
 D) 3-metil-4,4-dietilbutano.  
 E) 3,4-dietil-pentano.



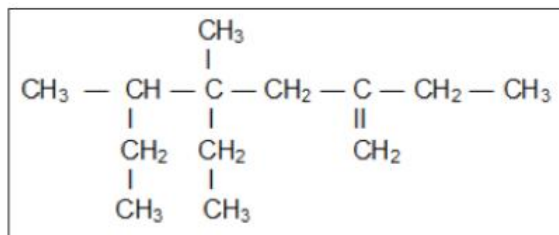
12. De los compuestos que se nombran a continuación indique cuáles contienen al menos un átomo de nitrógeno es su estructura:

- I) Metilamina.  
 II) Ácido hexanoico.  
 III) Trans-2-penteno.

- A) Solo I.  
 B) Solo II.  
 C) I y II.  
 D) I y III.  
 E) II y III.

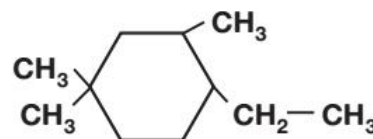
13. El nombre correcto, recomendado por IUPAC para el siguiente compuesto es:

- A) 3,4-dimetil-2,5-dietilhepteno.  
 B) 2,4-dietil-4,5-dimetilhepteno.  
 C) 4,5-dimetil-3,6-dietil-2-hepteno.  
 D) 4,5,6-trimetil-3- etil-2-octeto.  
 E) 4,5-dimetil-3,6-dietil-2-octeno.



14. El nombre correcto, recomendado por IUPAC para el siguiente compuesto es:

- A) 1-etil-2,4,4-trimetil ciclopentano.  
 B) 1-etil-2,4,4-trimetil ciclohexano.  
 C) 4-etil- 1,1,3 -trimetilciclohexano.  
 D) 4-etil- 1,1,5- trimetilciclohexano.  
 E) 4-etil- 1,1,3 -trimetilbenceno.



15. ¿Cuántos átomos de carbono posee el compuesto 3,6-dietil-2,4,7-trimetiloctano?

- A) 10.  
 B) 13.  
 C) 15.  
 D) 17.  
 E) 18.

16. ¿Cuál de los siguientes compuestos no se clasifica como un compuesto orgánico?

- A) Nitrobenceno.
- B) Anhídrido carbónico.
- C) Gas natural.
- D) Trinitrotolueno.
- E) Etilenglicol.

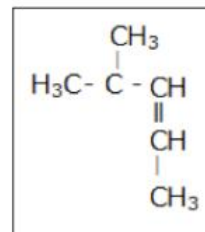
17. ¿A qué fórmula, general corresponden los siguientes hidrocarburos?



- A)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$        $\text{C}_n\text{H}_{2n}$
- B)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$        $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- C)  $\text{C}_n\text{H}_{2n}$        $\text{C}_n\text{H}_{2n}$
- D)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-4}$        $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- E)  $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$        $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

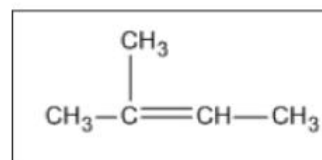
18. El hidrocarburo mostrado se conoce como:

- A) 4-metil-2-penteno.
- B) 2-metilbutano.
- C) 2-metil-3-penteno.
- D) 4-metilpentano.
- E) 2-metil-2-pentano.



19. El hidrocarburo de la figura se nombra como:

- A) 3- metil- 2- buteno.
- B) 2-metil -2 -buteno.
- C) 2- metil butano.
- D) 2-metil-3-penteno.
- E) 4- metil pentano.



20. ¿Cuántos átomos de hidrógeno posee el compuesto pentanodial?

- A) 2.
- B) 4.
- C) 8.
- D) 10.
- E) 12.

21. ¿Cuántos átomos de oxígeno posee el compuesto 2,3,4,5,6-pentahidroxihexanal?

- A) 5.
- B) 6.
- C) 7.
- D) 9.
- E) 11.

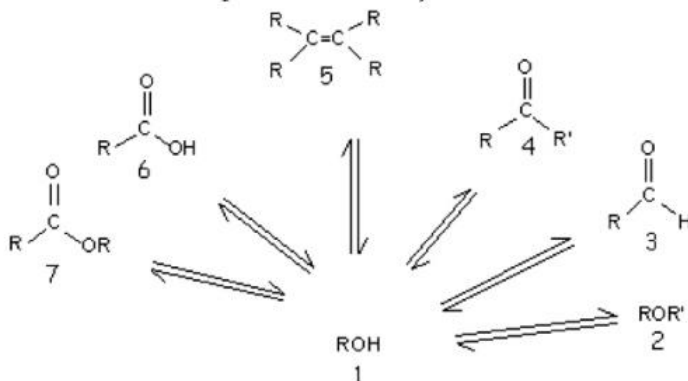


27. Los alquenos son compuestos que presentan

- A) insaturaciones por enlaces dobles.
- B) saturaciones.
- C) mal olor.
- D) insaturaciones conjugadas.
- E) A y C son correctas.

28. Según la figura, ¿cuál estructura corresponde a un éster y un aldehído?

- A) 1 y 3.
- B) 7 y 3.
- C) 3 y 4.
- D) 5 y 6.
- E) 6 y 7.



29. En un enlace triple participan

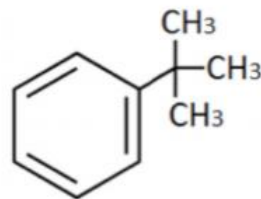
- A) 2 e.
- B) 3 e.
- C) Cada elemento aporta 1,5 e.
- D) 3 pares de e.
- E) Todos los e desapareados disponibles.

30. Es incorrecto indicar que los alquenos:

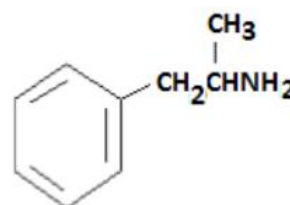
- A) Poseen geometría triangular plana en los carbonos del doble enlace.
- B) Son más reactivos que el alcano correspondiente.
- C) El enlace  $C=C$  es de mayor energía que el enlace  $C-C$ .
- D) Son insolubles en agua.
- E) El enlace  $C=C$  es de mayor longitud que el enlace  $C-C$ .

31. ¿Cuál es la fórmula molecular del terbutilbenceno?

- A)  $C_9H_9$
- B)  $C_9H_{14}$
- C)  $C_{10}H_9$
- D)  $C_{10}H_{11}$
- E)  $C_{10}H_{14}$



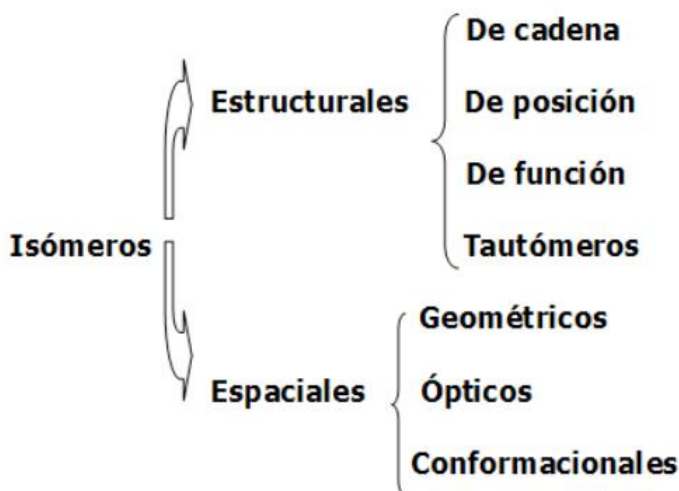
32. La fórmula general de un hidrocarburo cíclico que tiene 7 carbonos y 1 doble enlace es
- $C_7H_{16}$
  - $C_7H_{14}$
  - $C_7H_{12}$
  - $C_7H_{10}$
  - No se puede deducir
33. Se llama aromático a los compuestos
- De olor agradable.
  - Con olor.
  - Con insaturaciones conjugadas.
  - Derivados del benceno.
  - Todas son verdaderas.
34. La fórmula molecular del trinitro tolueno es
- $C_6H_5N_3O_6$
  - $C_6H_8N_3O_6$
  - $H_8C_7O_6N_3$
  - $C_7H_5O_6N_3$
  - $C_7H_{12}N_3O_6$
35. ¿Qué hibridación del carbono usan los alquinos en sus enlaces?
- s.
  - p.
  - sp.
  - sp<sup>2</sup>.
  - sp<sup>3</sup>.
36. ¿Qué tipo de enlace es el más reactivo?
- Simple de los alcanos.
  - Doble de los alquenos.
  - Doble enlace conjugado de los aromáticos.
  - Enlace conjugado del butadieno.
  - Triple de los alquinos.
37. La estructura representa una sustancia estimulante del tipo anfetaminas. Con relación a esta estructura podemos afirmar que:
- Contiene una amida.
  - su fórmula molecular es  $C_9H_{13}N$ .
  - su nombre es 2-fenil-1-metil anilina.
  - es un compuesto alifático.
  - es una amida aromática.



## VI.F. Isomería

La isomería es el fenómeno que posibilita la existencia de dos o más estructuras para una misma fórmula molecular.

La isomería es bastante común en química orgánica, y se divide en **estructural** y **espacial**.



### VI.F.1. Isómeros estructurales

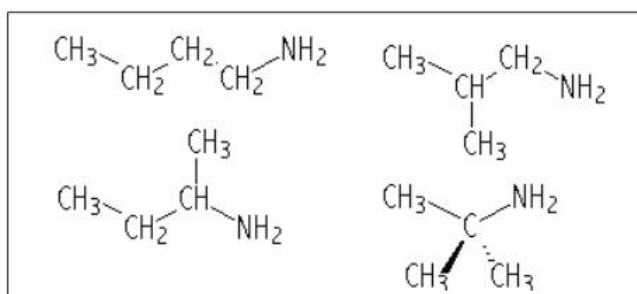
Se da en compuestos con la misma fórmula molecular pero con los átomos enlazados de distinta forma, en esta clasificación se distinguen los isómeros: **de cadena**, **de posición**, **de función** y **los tautómeros**.

#### VI.F.1.a. Isómeros de cadena

Son los que presentan las sustancias cuyas fórmulas estructurales difieren únicamente en la disposición de los átomos de carbono en el esqueleto carbonado.

Por ejemplo para la fórmula molecular  $C_4H_{11}N$ , tenemos 4 isómeros estructurales:

- Butanamina
- 2-metilpropanamina
- 2-butanamina
- terbutanamina



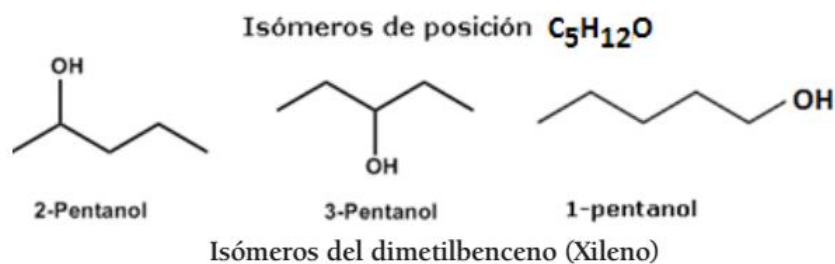
Otros ejemplos:

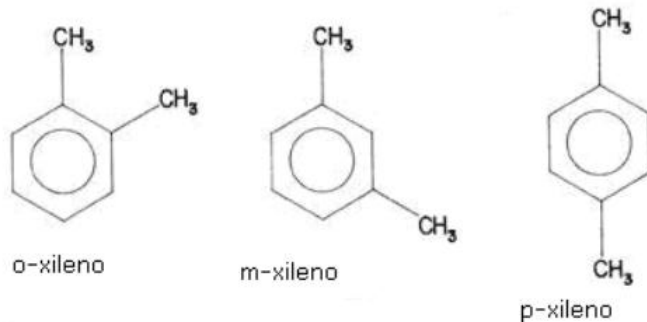
| ISOMEROS $C_5H_{12}$ |   |  | T° eb. |
|----------------------|---|--|--------|
| Pentano              | $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$  |  | 36.1   |
| Isopentano           | $CH_3-\underset{\begin{array}{c}   \\ CH_3 \end{array}}{CH}-CH_2-CH_3$        |  | 27.8   |
| Terpentano           | $CH_3-\underset{\begin{array}{c}   \\ CH_3 \\   \\ CH_3 \end{array}}{C}-CH_3$ |  | 9.5    |

| Compuestos        | N° de C's | Teb (°C) | $\rho$ (g/mL) |
|-------------------|-----------|----------|---------------|
| 2,2-dimetilbutano | 6         | 50       | 0.64          |
| 2,3-dimetilbutano | 6         | 58       | 0.66          |
| 2-metilpentano    | 6         | 60       | 0.65          |
| 3-metilpentano    | 6         | 63       | 0.66          |
| n-hexano          | 6         | 68       | 0.66          |
| 2,4-dimetilhexano | 8         | 109      | 0.69          |
| 2,3-dimetilhexano | 8         | 116      | 0.71          |
| 2-metilheptano    | 8         | 118      | 0.69          |
| 3,4-dimetilhexano | 8         | 118      | 0.72          |
| 3-metilheptano    | 8         | 119      | 0.70          |
| 3-etilhexano      | 8         | 119      | 0.71          |
| n-octano          | 8         | 126      | 0.70          |
| 4-metilheptano    | 8         | 126      | 0.70          |

**VI.F.1.b. Isómeros de posición**

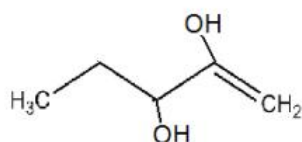
Son los que presentan sustancias cuyas fórmulas estructurales difieren únicamente en la situación de su grupo funcional sobre el esqueleto carbonado.



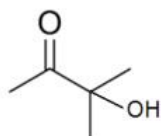


### VI.F.1.c. Isómeros de función

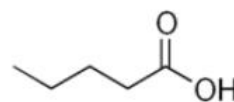
Son los que presentan sustancias que con la misma fórmula molecular presentan distinto grupo funcional. Por ejemplo, para la fórmula molecular  $C_5H_{10}O_2$  se muestra una pequeña parte de los isómeros posibles.



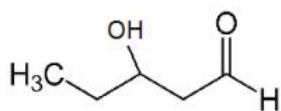
1-eno-2,3-pentanodiol



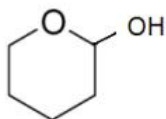
3-hidroxi-3metil-2-butanona



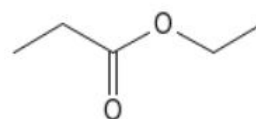
Ácido pentanoico



3-hidroxipentanal

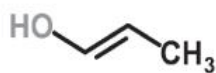


2-hidroxitetrahidropirano



propanoato de etilo

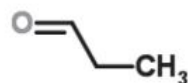
Otro ejemplo para la fórmula molecular  $C_3H_6O$ :



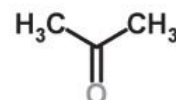
propenol



ciclopropanol



Propanal



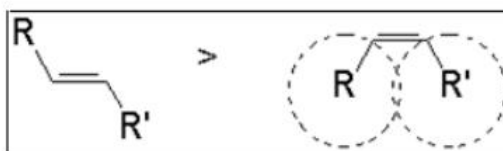
Propanona

### VI.F.2. Isomería espacial

Se da en compuestos con la misma fórmula molecular y con átomos enlazados de igual forma pero con diferente posición espacial. En esta clasificación se distinguen los isómeros: geométricos *Cis- Trans*, ópticos y conformacionales.

### VI.F.2.a. Isómeros geométricos

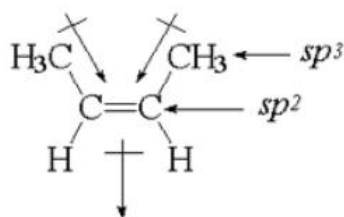
La isomería geométrica se debe a que no es posible la rotación libre alrededor del eje del doble enlace carbono-carbono, esto implica que cada uno de los átomos unidos al carbono están ubicados espacialmente en distintos planos (si un grupo está arriba el otro estará abajo; si un grupo está hacia delante el otro hacia atrás). Por esto se les denomina formas Cis y Trans.



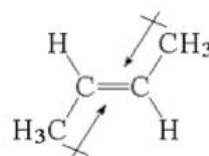
Se presenta en compuestos con doble enlace (alquenos) y en algunos compuestos cíclicos.

#### Ejemplos

Los isómeros **trans** son más estables que los correspondientes **cis**, porque los trans tienen menos interacciones estéricas (influencias grupo a grupo) desestabilizantes de éstos. Así, las formas cis y trans son distintas configuraciones de la misma estructura, es decir, disposiciones espaciales diferentes y estables que resultan ser **isómeros separables**.

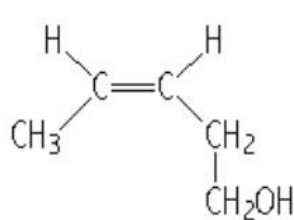


cis-2-buteno

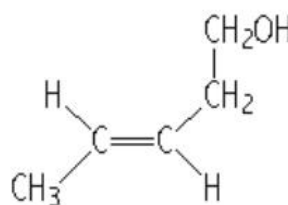


Trans-2- buteno

#### Otros ejemplos

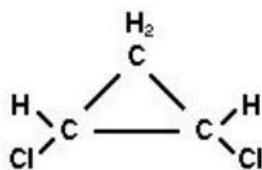


cis-2-buteno

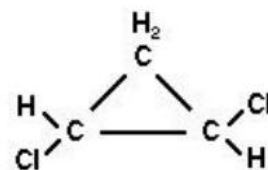


Trans-2- buteno

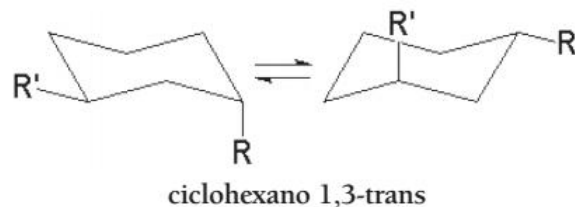
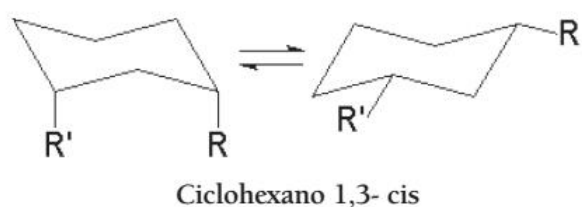
En los ciclos también funciona como enlace doble, por ejemplo:



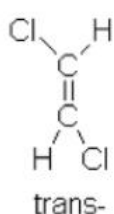
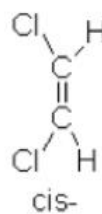
Cis-1,2-dicloro-ciclopropano



Trans-1,2-dicloro-ciclopropano



Los isómeros Cis – Trans son separables ya que tienen distintas características físicoquímicas, por ejemplo estos compuestos halogenados.



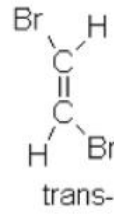
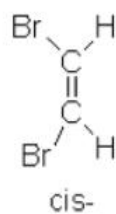
1,2-Dicloroeteno

p.e. 60°C

p.f. -80 °C

p.e. 48 °C

p.f. -50 °C



1,2-Dibromoeteno

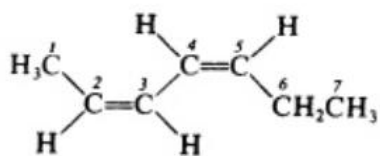
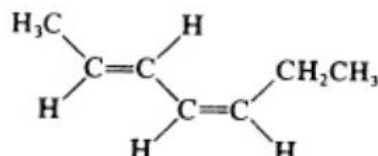
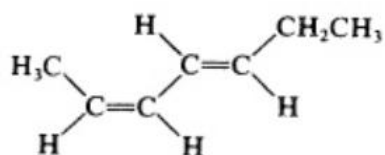
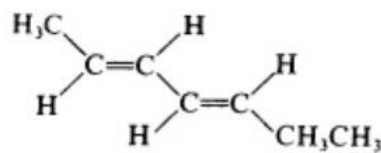
p.e. 110 °C

p.f. -53 °C

p.e. 108 °C

p.f. -6 °C

Puedo tener varias posiciones cis o trans en una molécula que posea más de un doble enlace.

*cis, cis o (Z, Z)**trans, cis o (E, Z)**cis, trans o (Z, E)**trans, trans o (E, E)*

### VI.F.2.b. Isómeros ópticos

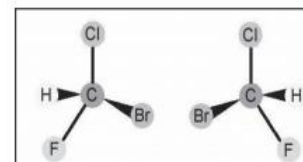
Existen sustancias que al ser atravesadas por luz polarizada plana producen un giro del plano de vibración de la luz. Se dice que estas sustancias presentan actividad óptica. La causa de la actividad óptica radica en la asimetría molecular.

En química orgánica la principal causa de asimetría molecular es la presencia de algún átomo de carbono asimétrico (distinto tipo de sustituyentes). Se producen isómeros con las mismas características físicas y químicas, la única diferencia es que giran la luz. Estos isómeros se llaman **dextrógiros o levógiros**, y pueden dar origen a mezclas **racémicas**.

La **mezcla racémica** no presenta actividad óptica aparente, ya que contiene un **50% del isómero dextrógiro** y un **50% del isómero levógiro**.

#### Ejemplo: BromoCloroFluorometano

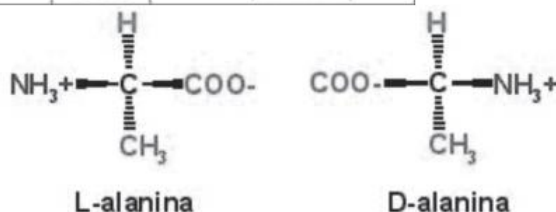
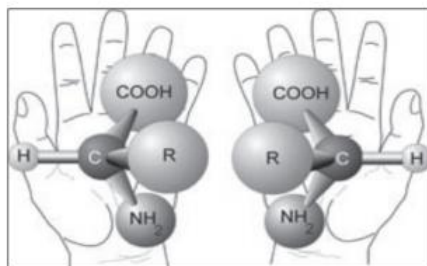
En una molécula con un sólo átomo de carbono asimétrico son posibles dos configuraciones distintas, tal que una, cualquiera de ellas, es la imagen especular de la otra. Estas configuraciones son recíprocamente **enantiómeras**.



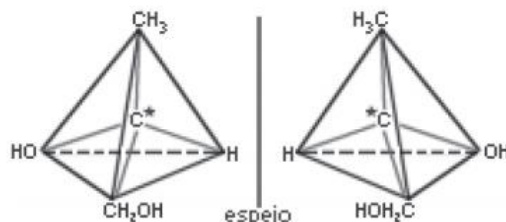
Nuestras manos son el ejemplo más cercano de **quiralidad**: la mano derecha y la mano izquierda parecen tener el mismo número, forma y orden en la disposición de los dedos, sin embargo, es imposible superponerlas o colocar el guante de la mano derecha en la mano izquierda y viceversa.

#### Ejemplos:

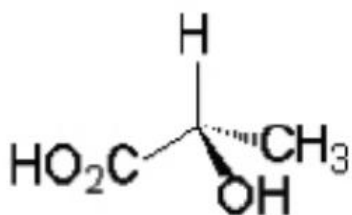
##### Aminoácidos



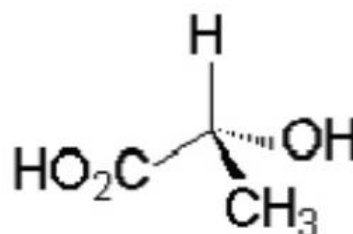
##### 1,2- propanodiol



##### Ácido láctico



Ácido láctico levógiro  
Fermentación del azúcar



Ácido láctico dextrógiro  
Fermentación láctica, musculo

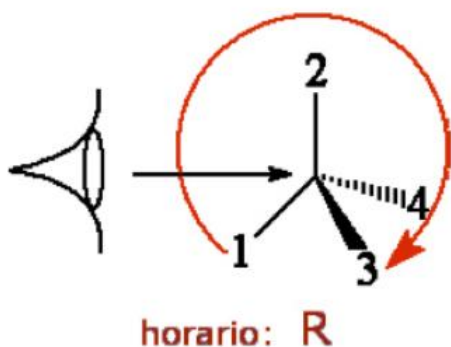
### VI.F.2.b.1. Reglas de prioridad de Cahn – Ingold – Prelog

#### Denominación R/S

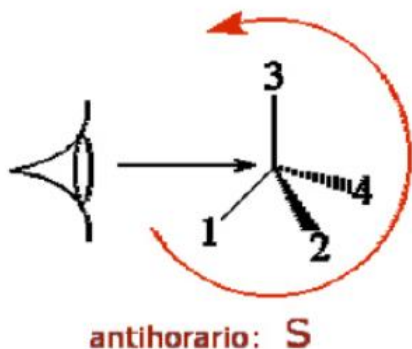
Se trata de normas para la asignación de la denominación R/S para la configuración absoluta de centros estereogénicos o quirales.

Siguiendo las siguientes reglas secuenciales, se asigna un orden de prioridad a los cuatro átomos o grupos unidos al centro (carbono) quiral:

1. Si los cuatro átomos directamente unidos al centro quiral son diferentes, la prioridad depende del número atómico (si dos grupos fueran isótopos del mismo elemento, tiene prioridad el de mayor masa atómica).
2. Si la regla anterior no decide, se establece la comparación para los siguientes átomos de grupos cada vez más alejados del centro quiral y así sucesivamente.
3. Si aparecen enlaces dobles o triples, los átomos implicados se consideran, respectivamente, duplicados o triplicados.
4. Se visualiza la molécula orientada de manera que el ligando o grupo de menor prioridad quede hacia atrás y se observa el ordenamiento de los grupos restantes:

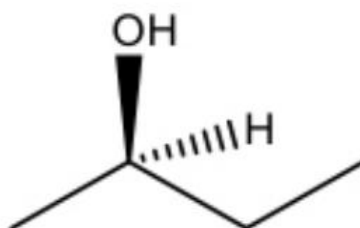


Si el orden de prioridad de mayor a menor va en el sentido de las agujas del reloj, se asigna la denominación R (del latín rectus = derecha)



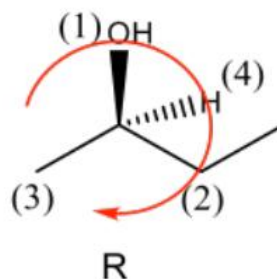
Si el orden de prioridad de mayor a menor va en sentido opuesto a las agujas del reloj, se asigna la denominación S (del latín sinister = izquierda).

Ejemplos:



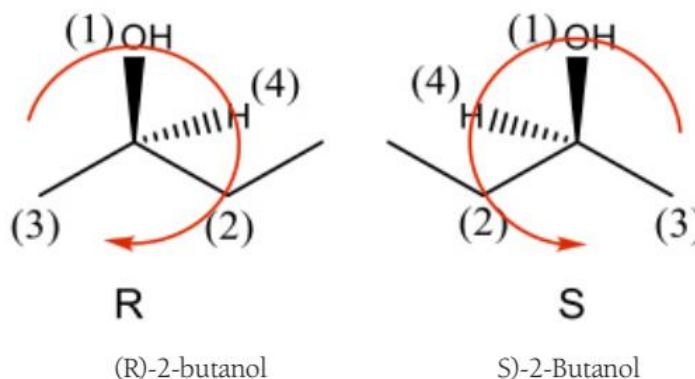
2-Butanol (Butan-2-ol)

1. La prioridad de los grupos del centro estereogénico es:
2. OH (1) > C<sub>2</sub>H<sub>5</sub> (2) > CH<sub>3</sub> (3) > H (4).
3. El grupo de menor prioridad en este ejemplo es el átomo de H, el cual apunta en dirección opuesta al observador (línea punteada).
4. Ahora se dibuja una línea partiendo del grupo de mayor prioridad (el OH) al de segunda prioridad (etilo) y finalmente al de tercero prioridad (metilo). Se puede ver que el movimiento es en sentido de las manecillas del reloj, por lo que el enantiómero se designará como R.

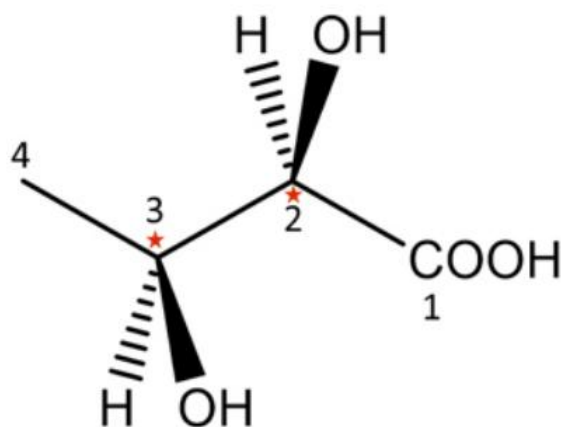


**El nombre completo del isómero será (R)-2-butanol ((R)-butan-2-ol).**

Los enantiómeros de este compuesto son:



Cuando un compuesto tiene más de un carbono quiral, el número de enantiómeros es igual a  $2^n$ . Para el ácido 2,3-dihidroxi butanoico, el cual tiene 2 carbonos quirales, existen 4 posibilidades:



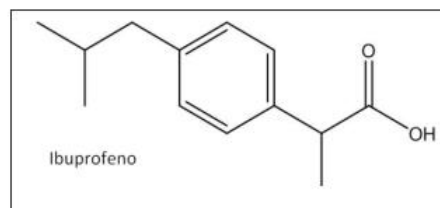
Ácido 2,3-dihidroxi butanoico

| $C_2$ | $C_3$ |
|-------|-------|
| R     | R     |
| R     | R     |
| S     | S     |
| S     | S     |

Las moléculas sintetizadas por los organismos vivos poseen en su inmensa mayoría características quirales dextrógiras (ejemplo, el ADN). Esta propiedad y las sutiles diferencias de estructura que involucra se vuelve tan importante que, una molécula de quiralidad opuesta a la existente en la naturaleza no será reconocida por receptores ni atacada por enzimas, ya que la selectividad de ligandos y sustratos por sus sitios de unión o sitios catalíticos llega al nivel de identidad quiral.

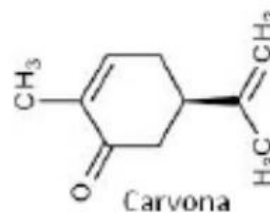
#### Algunos ejemplos muy interesantes:

Las drogas con acción farmacológica que poseen utilidad terapéutica de quiralidad específica son tan diferenciadas por los receptores que el enantiómero posee muy poca o ninguna potencia. Entre ellos se incluye un amplio rango de medicamentos como antiinflamatorios, antibióticos, para tratamientos cardíacos, cáncer, colesterol, etc.



Entre los medicamentos quirales más usados está el ibuprofeno, un analgésico que se vende como mezcla de enantiómeros, aunque sólo uno de ellos es el analgésico.

La **carvona** se extrae de las hojas de la menta y se usa como aromatizante en los chicles mentolados. El otro enantiómero se encuentra predominantemente en las semillas de la planta denominada alcaravea, similar al anís o al hinojo y que se usa como especia gastronómica. Ambos enantiómeros se encuentran como sustancias distintas en catálogos de productos químicos.



La **talidomida** es una molécula relajante parecida al valium (diazepam) o el veronal (barbital), fue sintetizada en la industria alemana (Grünenthal) en 1954, se usó como sedante para los primeros meses de embarazo.

Sin embargo, las pruebas realizadas con ella no tuvieron todo el rigor que debieran o no eran todavía los tiempos de tamaño rigor. No se tuvo en cuenta su capacidad de causar daños a un embrión en crecimiento (teratógeno). El resultado fue la aparición de 10.000 casos de focomelia (ausencia o mal desarrollo de las extremidades). Casi todos los casos se dieron en Europa, porque en USA la FDA (Food and Drug Administration) logra comprobar los daños.

La talidomida es una molécula quiral y de sus dos enantiómeros, uno es el teratógeno y el otro no. Hoy en día, este último tiene aplicación en casos de SIDA por su capacidad de inhibir la replicación del virus.



### VI.F.2.c. Isómeros conformacionales

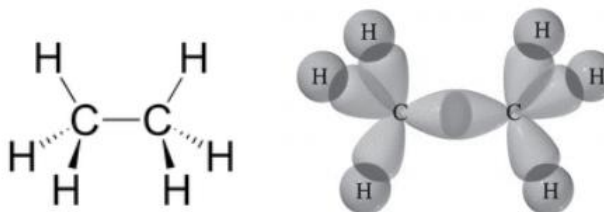
Dos o más conformaciones diferentes de una misma molécula reciben la denominación recíproca de **rotámeros** o **conformeros**. Son producto las infinitas conformaciones posibles por libre rotación en torno al enlace simple. Pero no todas son igualmente probables, dependen de las interacciones entre los átomos de la misma molécula. Son isómeros no separables, con las mismas propiedades físicoquímicas.

Conformaciones del etano  $\text{CH}_3\text{-CH}_3$

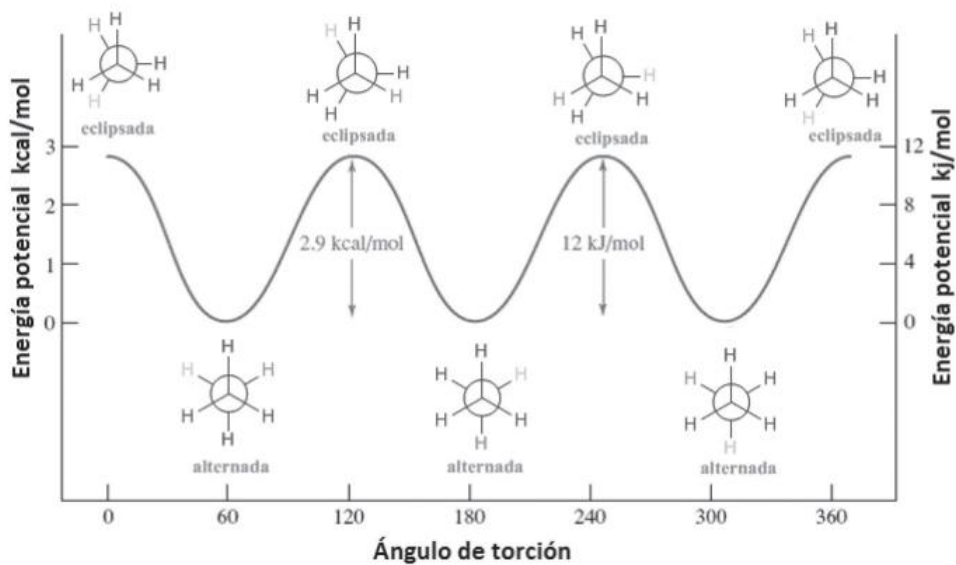
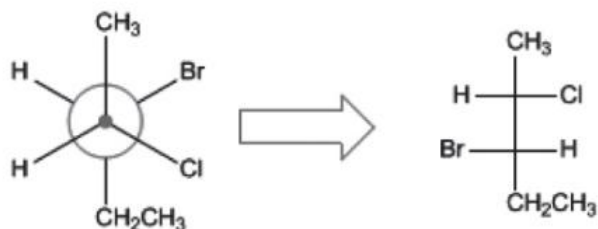
|           | Proyección de caballete | Proyección de Newman | Proyección enlaces convencionales |
|-----------|-------------------------|----------------------|-----------------------------------|
| Alternada |                         |                      |                                   |
| Eclipsada |                         |                      |                                   |

En el etano, que es uno de los casos más sencillos de considerar, las conformaciones más notables son la *alternada* y la *eclipsada*.

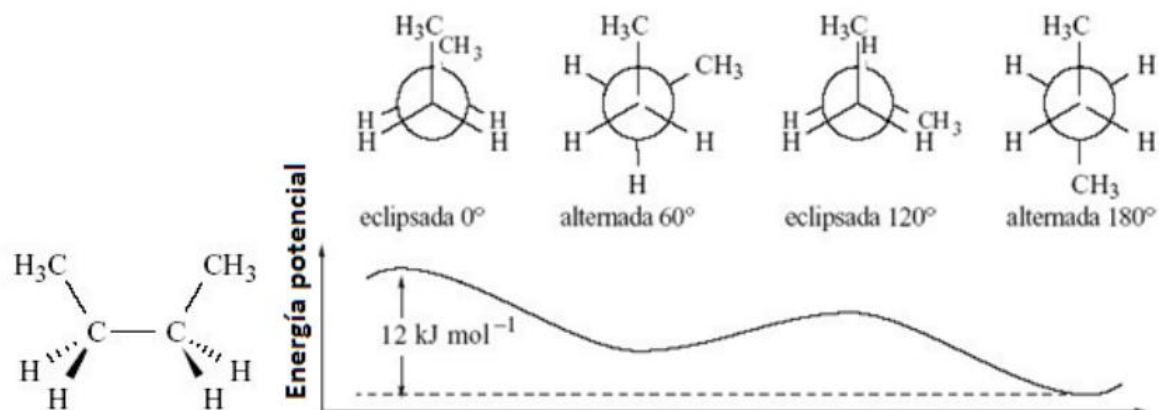
La conformación de mayor contenido energético es la eclipsada debido a que la repulsión entre los átomos de hidrógeno es máxima, mientras que en la conformación alternada es mínima energía.



Ejemplo de paso de representación de Newman a la representación de Fisher (plano)



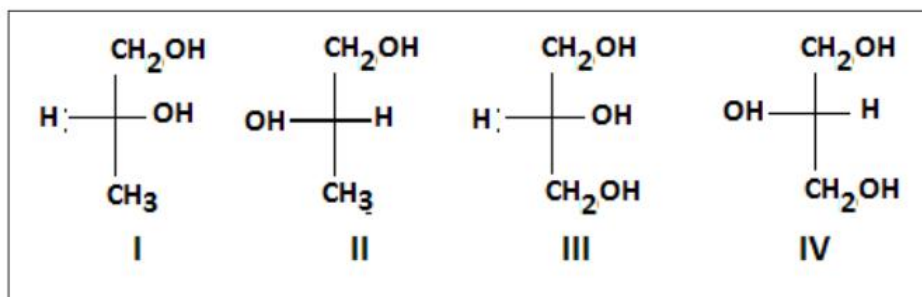
Otro ejemplo es el butano



## EJERCICIOS ISÓMEROS

### Selección múltiple

- El 1-penteno no presenta isómeros geométricos porque:
  - Existe restricción rotacional en torno al enlace doble.
  - No tiene grupos metilo enlazados al doble enlace.
  - Sólo tiene un doble enlace.
  - El carbono uno contiene dos hidrógenos equivalentes.
  - Tiene una cadena carbonada pequeña.
- Respecto de los isómeros estructurales es correcto afirmar que
  - son representaciones diferentes de una misma sustancia.
  - son compuestos diferentes con las mismas propiedades físicoquímicas.
  - son compuestos diferentes con el mismo número de carbonos asimétricos.
  - son compuestos diferentes con los mismos grupos funcionales.
  - son compuestos diferentes con la misma fórmula molecular.
- La condición para que una sustancia sea ópticamente activa es que presente carbonos asimétricos. De las sustancias consideradas:



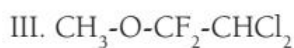
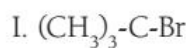
En relación con las estructuras I, II, III y IV, es correcto afirmar que:

- Todas presentan actividad óptica.
  - Solo I y II son ópticamente activas.
  - Solo I y III son ópticamente activas.
  - Solo III y IV son ópticamente activas.
  - Solo II y IV son ópticamente activas.
- Si tenemos butanamina y 2-butanamina, es incorrecto afirmar que
    - Tienen la misma fórmula molecular.
    - Tienen la misma fórmula mínima.
    - Son isómeros de función.
    - Son isómeros de posición.
    - Son aminas saturadas.

5. ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos son isómeros del hidrocarburo de fórmula  $C_5H_{10}$ ?

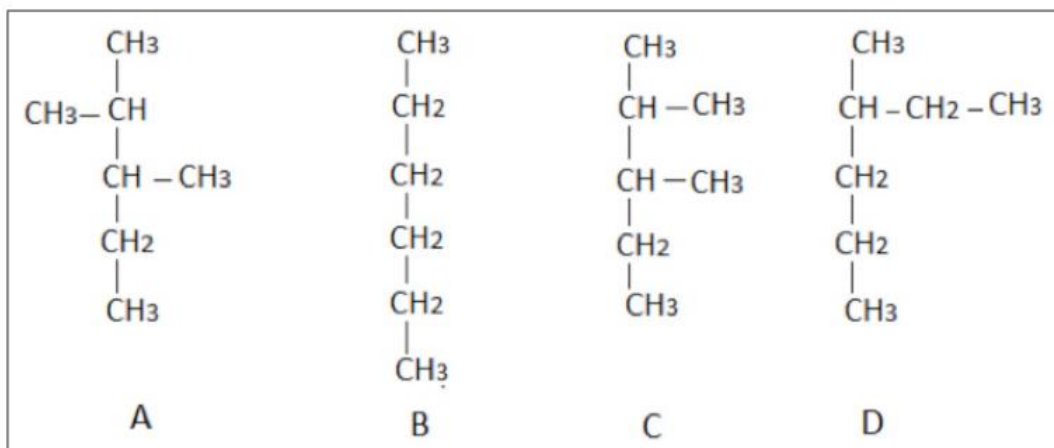
- A) 1,2-dimetilciclopropano.
- B) 2-metil-1-buteno.
- C) metilciclobutano.
- D) 2-penteno.
- E) Todas son isómeros.

6. De las siguientes sustancias, ¿cuál(es) contiene(n) al menos un carbono asimétrico?



- A) I y II.
- B) Solo III.
- C) III y IV.
- D) Solo IV.
- E) Todas ellas.

7. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son isómeros del hidrocarburo de fórmula A?:



- A) B y C.
- B) C y D.
- C) D.
- D) Todas son isómeros.
- E) Ninguna es isómero de A.

8. ¿Cuál(es) de estos compuestos puede(n) presentar isómeros ópticos?

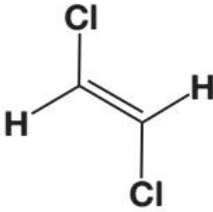
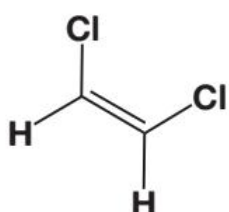
- A) Sólo B.
- B) Sólo D.
- C) A y C.
- D) A, C y D.
- E) Todas.

9. ¿Qué par de los siguientes compuestos puede describirse como isómeros del distinto grupo funcional?

- I)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$
- II)  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_3$
- III)  $\text{CH}_3\text{-COOH}$
- IV)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$

- A) I y III.
- B) II y IV.
- C) I y II.
- D) III y IV.
- E) I, II, III.

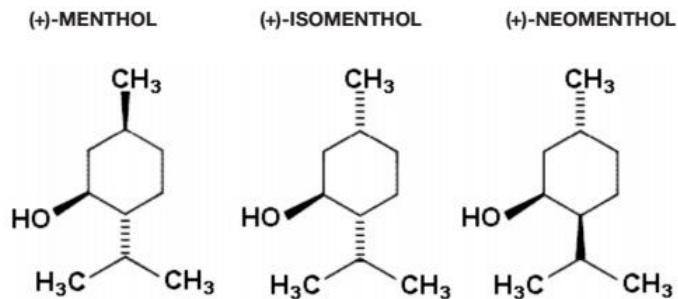
10. El compuesto 1,2-dicloroeteno presenta dos isómeros geométricos, los cuales ebullicen a temperaturas diferentes:

|                           |   |   |
|---------------------------|---|---|
| Isómero                   |  <p>(E) 1,2 – dicloroeteno</p> |  <p>(Z) 1,2 – dicloroeteno</p> |
| T° ebullición (1 atm, °C) | 47,5  | 60,3  |

Esta diferencia puede ser explicada debido a que:

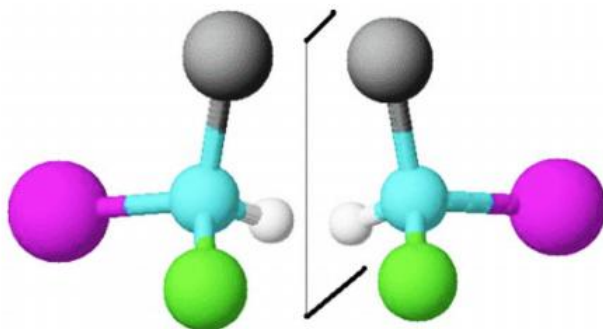
- A) El isómero Z es una molécula polar, por lo tanto, las interacciones intermoleculares son más fuertes que las del isómero E.
- B) El isómero Z es una molécula polar, por lo tanto, las interacciones intermoleculares son menos fuertes que las del isómero E.
- C) El isómero E es una molécula apolar, por lo tanto, las interacciones intermoleculares son más fuertes que las del isómero Z.
- D) El isómero E es una molécula polar, por lo tanto, las interacciones intermoleculares son menos fuertes que las del isómero Z.
- E) El isómero E es una molécula polar, por lo tanto, las interacciones intermoleculares son más fuertes que las del isómero Z.

11. El mentol es un compuesto extraído de la pimienta y del aceite de menta. Tiene aspecto cristalino y es empleado como analgésico, especialmente para aliviar la irritación de garganta. El mentol presenta una serie de isómeros como los que se presentan a continuación:



Siendo el (+)-mentol la única forma activa de este compuesto que puede ser utilizado en analgesia. Considerando la información anterior entonces podemos concluir que la actividad analgésica del mentol radica en:

- A) La configuración absoluta de sus carbonos quirales.  
 B) La capacidad de formar puentes de hidrógeno con agua.  
 C) La polarizabilidad de los grupos metilo.  
 D) La liposolubilidad del anillo alquílico.  
 E) La capacidad de formar interacciones de London con grupos liposolubles.
12. ¿Qué nos muestra la imagen?



- A) El rompimiento de una molécula.  
 B) Un par de enantiómeros.  
 C) Una mezcla racémica.  
 D) Un par de isótopos.  
 E) Una reacción de condensación.

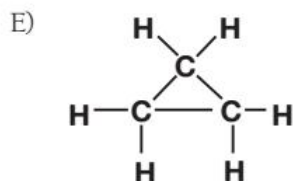
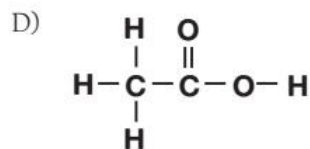
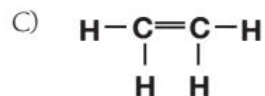
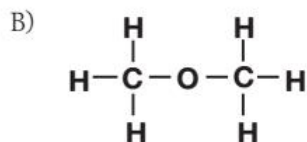
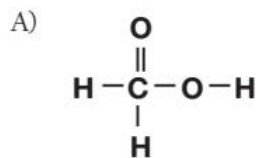
## CLASE DE EJERCITACIÓN 2

- **Petróleo**
- **Química orgánica**

Las preguntas a continuación fueron extraídas de diferentes publicaciones oficiales DEMRE.

1. Una de las principales fuentes de energía en nuestro planeta es el petróleo. Los problemas medioambientales producidos por la combustión del petróleo se deben principalmente a la presencia en él de compuestos que contienen
  - A) silicio.
  - B) iodo.
  - C) helio.
  - D) argón.
  - E) azufre.
2. Respecto del petróleo y sus derivados, es correcto afirmar que el
  - A) petróleo tiene mayor densidad que el agua.
  - B) metanol es un producto de la destilación fraccionada.
  - C) cracking permite obtener hidrocarburos de cadena corta.
  - D) etileno se obtiene por destilación fraccionada.
  - E) petróleo se forma por actividad volcánica.
3. ¿Cuál de las siguientes funciones orgánicas contiene simultáneamente oxígeno y nitrógeno?
  - A) Amina.
  - B) Cetona.
  - C) Éter.
  - D) Amida.
  - E) Ácido carboxílico.
4. ¿Cuál de las siguientes fórmulas globales puede corresponder a un cicloalcano?
  - A)  $C_2H_6$
  - B)  $C_3H_8$
  - C)  $C_4H_8$
  - D)  $C_4H_{10}$
  - E)  $C_6H_{14}$

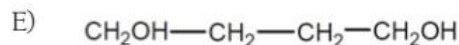
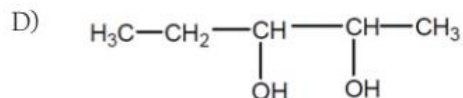
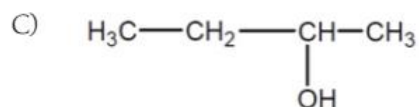
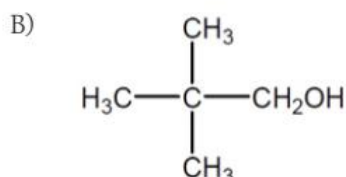
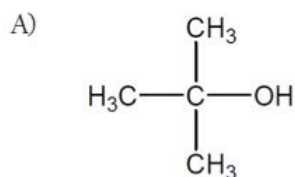
5. ¿Cuál de las siguientes representaciones estructurales es INCORRECTA?



6. Al someter el butano a cracking, ¿qué productos son posibles de obtener por cada molécula de butano?

- A) Una molécula de eteno y una de etano.
- B) Una molécula de metano y una de propano.
- C) Una molécula de buteno y una de metano.
- D) Dos moléculas de etano.
- E) Una molécula de etano y dos de metano.

7. ¿Cuál de los siguientes alcoholes es un alcohol terciario?

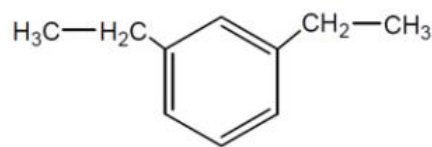


8. ¿Cuál es la fórmula molecular de un alcano acíclico que tiene ocho átomos de carbono?

- A)  $\text{C}_8\text{H}_{18}$
- B)  $\text{C}_8\text{H}_{16}$
- C)  $\text{C}_8\text{H}_{14}$
- D)  $\text{C}_8\text{H}_{12}$
- E)  $\text{C}_8\text{H}_{10}$

9. ¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente compuesto?

- A) 1,3-etilbenceno.
- B) p-dietilbenceno.
- C) o-etilbenceno.
- D) 2,6-dietilbenceno.
- E) m-dietilbenceno.



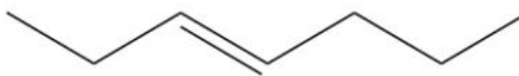
10. El radical alquílico denominado isopropilo corresponde a

- A)  $\text{—CH}_3$
- B)  $\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- C)  $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \\ | \end{array}$
- D)  $\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
- E)  $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{—CH—CH}_2\text{—CH}_3 \\ | \end{array}$

11. Para determinar las propiedades de las moléculas orgánicas, es imprescindible conocer su estructura espacial. Para ello se analiza el número de electrones de valencia de los átomos y su distribución en la molécula, de tal forma que se minimice la repulsión electrostática. Lo anterior constituye un modelo y su importancia radica en que

- A) entrega información precisa y definitiva.
- B) permite interpretar observaciones y tiene capacidad predictiva.
- C) es innecesario someterlo a pruebas empíricas.
- D) es universal e irrefutable, ya que representa la solución total a un problema.
- E) describe una relación constante entre dos o más propiedades de la materia.

12. La siguiente representación:



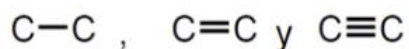
Según la IUPAC, corresponde al

- A) 3-penteno.
- B) 4-hepteno.
- C) 3-hepteno.
- D) 2-penteno.
- E) 1-etilpenteno.

13. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos son isómeros entre sí?

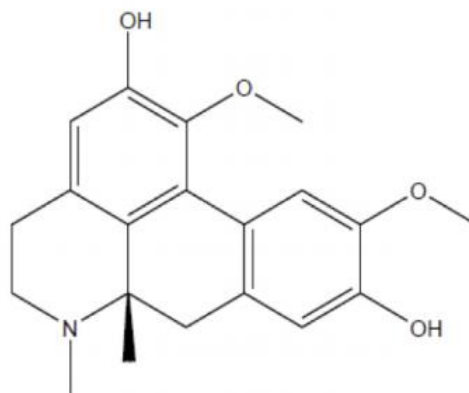
|    |  |   |
|----|--|---|
| A) | $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$  | $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$   |
| B) | $\text{H}_2\text{C} = \text{CHCl}$   | $\text{Cl}_2\text{C} = \text{CH}_2$   |
| C) | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{C} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\   \\ \text{CH}_3 \end{array}$ |
| D) | $\text{H}_3\text{C} - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$                                   | $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$                                  |
| E) | $\text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2\text{OH}$  | $\text{H}_3\text{C} - \text{O} - \text{CH}_3$   |

14. Dos átomos de carbono pueden formar enlaces, tales como:



Al respecto, es correcto afirmar que

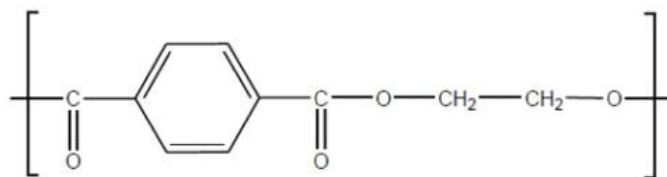
- A) la longitud del enlace doble es menor que la del enlace triple.
  - B) los tres enlaces tienen la misma energía.
  - C) solo los enlaces simple y doble tienen la misma longitud.
  - D) la longitud del enlace triple es menor que la del enlace doble.
  - E) los tres enlaces tienen la misma longitud.
15. El boldo es un árbol endémico de Chile central y su principal alcaloide es la boldina, cuya estructura es:



Con relación a su estructura molecular, es posible afirmar correctamente que presenta

- A) dos grupos éter, dos alcoholes y una amina terciaria.
- B) dos grupos éter, dos anillos aromáticos y una amida.
- C) dos grupos éter, dos alcoholes y una amina primaria.
- D) dos grupos éter, dos anillos aromáticos y una amina terciaria.
- E) dos grupos éter, dos alcoholes y una amina secundaria.

16. ¿Cuántos enlaces sigma ( $\sigma$ ) presenta el siguiente segmento de un polímero?



- A) 5.
- B) 10.
- C) 17.
- D) 20.
- E) 24.

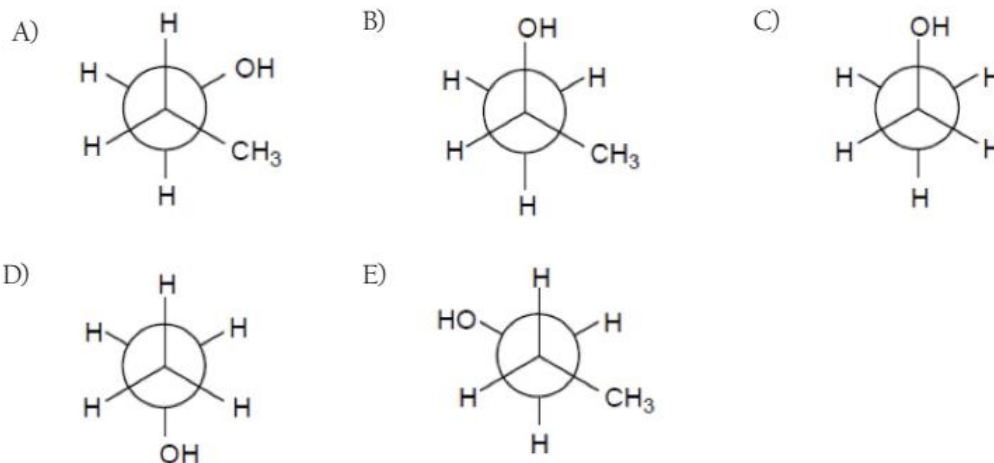
17. ¿Cuál es el nombre IUPAC del compuesto representado por la fórmula  $\text{CH}_3\text{CON}(\text{CH}_3)_2$ ?

- A) N-dimetiletanamida.
- B) N-dimetiletanamina.
- C) N,N-dimetiletanamida.
- D) N,N-dimetiletanamina.
- E) Trimetiltetanamida.

18. Para asignar el nombre y la configuración correcta (R o S) al compuesto  $\text{BrCH}_2\text{CH}_2\text{CHOHCH}_3$ , el orden de prioridad de los sustituyentes presentes en el carbono quiral de este compuesto es

|    |                                    |   |                                    |   |                                    |
|----|------------------------------------|---|------------------------------------|---|------------------------------------|
| A) | $-\text{CH}_3$                     | > | $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ | > | $-\text{OH}$                       |
| B) | $-\text{CH}_3$                     | > | $-\text{OH}$                       | > | $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ |
| C) | $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ | > | $-\text{OH}$                       | > | $-\text{CH}_3$                     |
| D) | $-\text{OH}$                       | > | $-\text{CH}_3$                     | > | $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ |
| E) | $-\text{OH}$                       | > | $-\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ | > | $-\text{CH}_3$                     |

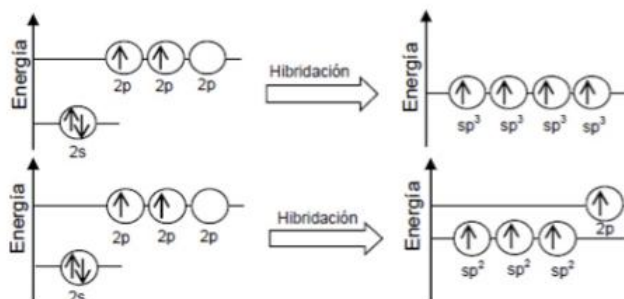
19. La proyección de Newman correcta para el alcohol isopropílico es



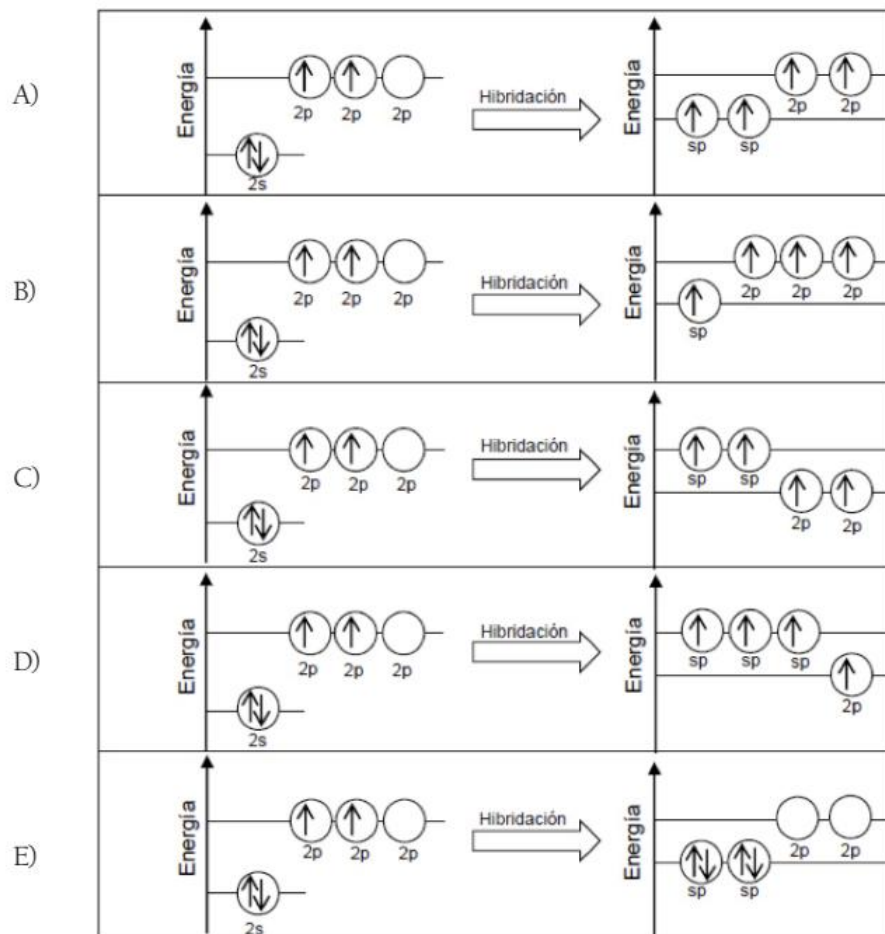
20. ¿Cuál de las siguientes moléculas tiene a un ácido carboxílico como grupo funcional?

- A)  $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- B)  $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$
- C)  $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$
- D)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
- E)  $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$


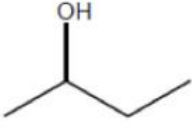
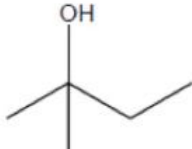

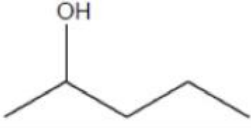
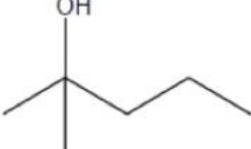
21. Los siguientes esquemas muestran la hibridación  $\text{sp}^3$  y  $\text{sp}^2$  del átomo de carbono al formar enlaces:



¿Cuál de los siguientes esquemas muestra la hibridación  $\text{sp}$  del carbono?



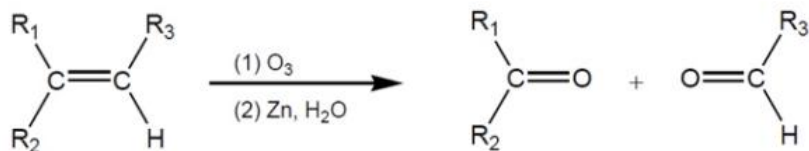
22. Se realiza un experimento en el cual se hace reaccionar diferentes tipos de alcoholes con la misma sustancia oxidante. Los resultados se muestran en la siguiente tabla:

| Tipo de alcohol    | Tipo de alcohol   | Tipo de alcohol |
|--------------------|---|-----------------|
| Butanol            |   | +               |
| 2-butanol          |   | +               |
| 2-metil 2-butanol  |   | -               |
| Pentanol           |   | +               |
| 2-pentanol         |   | +               |
| 2-metil-2-pentanol |  | -               |

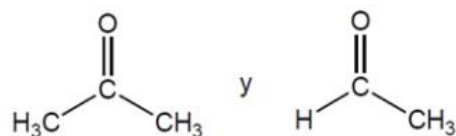
De acuerdo con esta información, ¿cuál de las siguientes opciones formula el problema de investigación planteado para la experiencia anterior?

- A) ¿Cuál es la reactividad de diferentes tipos de alcoholes en presencia de una sustancia oxidante?  
 B) ¿Cuál es la orientación espacial de los átomos de carbono en los alcoholes?  
 C) ¿Qué alcoholes generan productos secundarios después de reaccionar?  
 D) ¿Cuáles son los mecanismos de reacción de los alcoholes en presencia de una sustancia oxidante?  
 E) ¿Qué diferencias estructurales existen en los alcoholes?
23. El compuesto orgánico  $\text{Cl}_2\text{CHCHCl}_2$  se obtiene, como producto principal, en la reacción de adición electrofílica de  $\text{Cl}_2$  con
- A)  $\text{CH}_2\text{CH}_2$   
 B)  $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{Cl}$   
 C)  $\text{ClCHCHCl}$   
 D)  $\text{Cl}_2\text{CCHCl}$   
 E)  $\text{Cl}_2\text{CHCH}_2\text{Cl}$

24. Cuando el nombre IUPAC de un compuesto orgánico termina en "al" es indicativo de
- un ácido.
  - una cetona.
  - un aldehído.
  - un alcohol.
  - un éter.
25. La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_3H_7$ . Si su masa molar es 86 g/mol, entonces corresponde a
- propano.
  - ciclopropano.
  - 2-metilbutano.
  - 2,2-dimetilpropano.
  - 2,2-dimetilbutano
26. La siguiente representación corresponde a una reacción de un alqueno en determinadas condiciones:



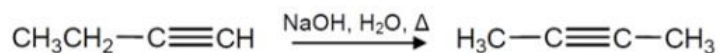
Si a un compuesto X se le hace reaccionar por la misma reacción anterior, se obtienen exclusivamente los siguientes productos:



¿Qué opción contiene al compuesto X que reaccionó generando los productos anteriores?

- A)  $\begin{array}{c} H_3C & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H_3C & & CH_3 \end{array}$
- B)  $\begin{array}{c} H_3C & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H_3C & & H \end{array}$
- C)  $\begin{array}{c} H_3C & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H_3C & & H \end{array}$
- D)  $\begin{array}{c} H & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H_3C & & H \end{array}$
- E)  $\begin{array}{c} H_3C & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$

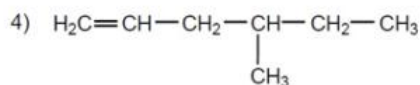
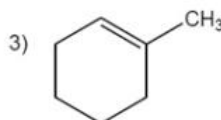
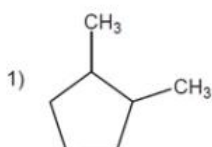
27. La ecuación representada por:



corresponde a una reacción de

- A) adición.
- B) sustitución.
- C) eliminación.
- D) condensación.
- E) isomerización.

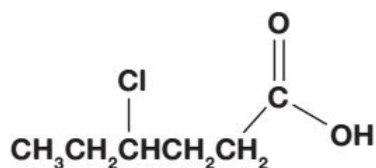
28. Al comparar los siguientes compuestos orgánicos:



Se puede afirmar correctamente que son isómeros

- A) 1 y 3.
- B) 2 y 3.
- C) 3 y 4.
- D) 1, 2 y 4.
- E) 2, 3 y 4.

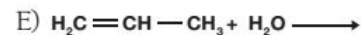
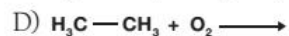
29. La siguiente estructura representa un compuesto orgánico:



Al respecto, y de acuerdo con la nomenclatura IUPAC, ¿qué nombre recibe esta estructura?

- A) 3-clorohexanal.
- B) Ácido 3-clorohexanoico.
- C) Ácido 4-clorohexanoico.
- D) Ácido 4-cloropentanoico.
- E) 3-cloro-1-hidroxipentanona.

30. ¿Cuál de las siguientes opciones corresponde a una reacción en la cual el producto es un alqueno?



A continuación se muestran el año del proceso de admisión al cual pertenece cada pregunta, las cuales pueden ser consultadas directamente a través del sitio web del DEMRE (<https://www.demre.cl/>):

| N° de pregunta | Año del proceso de admisión |
|----------------|-----------------------------|
| 1              | 2014                        |
| 2              | 2014                        |
| 3              | 2014                        |
| 4              | 2014                        |
| 5              | 2014                        |
| 6              | 2014                        |
| 7              | 2015                        |
| 8              | 2015                        |
| 9              | 2015                        |
| 10             | 2016                        |
| 11             | 2016                        |
| 12             | 2016                        |
| 13             | 2016                        |
| 14             | 2017                        |
| 15             | 2017                        |
| 16             | 2017                        |
| 17             | 2017                        |
| 18             | 2017                        |
| 19             | 2017                        |
| 20             | 2018                        |
| 21             | 2018                        |
| 22             | 2018                        |
| 23             | 2018                        |
| 24             | 2019                        |
| 25             | 2019                        |
| 26             | 2019                        |
| 27             | 2019                        |
| 28             | 2019                        |
| 29             | 2020                        |
| 30             | 2020                        |

## ANEXO EJERCICIOS

### EJERCICIOS UNIDAD I ÁTOMO

#### ACTIVIDAD I

##### Terminos pareados

Completar las siguientes afirmaciones indicando la alternativa numerada que le corresponde:

- |  |       |
|--|-------|
| A) Propuso la teoría atómica de los 4 elementos  | _____ |
| B) Stahl propone la teoría de la inflamabilidad y la llamó                               | _____ |
| C) Se le considera el padre de la química a  | _____ |
| D) El reordenamiento de los átomos en una reacción se llama                              | _____ |
| E) La aleación cobre-estaño se conoce como   | _____ |
| F) Descubre los rayos catódicos  | _____ |
| G) Son las cargas negativas del átomo  | _____ |
| H) Descubre los neutrones  | _____ |
| I) Generan el concepto de átomo  | _____ |
| J) Describe a los átomos como un pastel de pasas   | _____ |
| K) Desarrolla el modelo atómico planetario   | _____ |
| L) Describe que los átomos excitados<br>liberan energía emitiendo una luz característica | _____ |
| M) Es imposible conocer simultáneamente<br>la posición y la velocidad de un electrón     | _____ |
| N) El modelo mecano cuántico es atribuible a   | _____ |
| O) El número cuántico principal (n)  | _____ |
| P) El número cuántico magnético (m)  | _____ |
| Q) El spin del electrón  | _____ |
| R) Los neutrones   | _____ |
| S) Un átomo neutro   | _____ |
| T) Principio de relleno de la configuración electrónica                                  | _____ |
| U) El número atómico corresponde a la suma de  | _____ |
| V) La suma de protones más neutrones corresponde a la                                    | _____ |

##### Alternativas de relleno

- Edwin Schrödinger.
- William Crookes.
- Aristóteles.
- Nos permite conocer la distancia entre el núcleo de un átomo y un determinado electrón.
- Bronce.
- Electrones.
- Describe las orientaciones de la nube electrónica de un átomo frente a un campo magnético.
- James Chadwick.
- Flogisto.

9. Genera un campo magnético tal, que se opone a la repulsión natural de las cargas negativas.
10. Masa atómica.
11. Heisenberg.
12. Tienen la función de mantener cohesionado el núcleo, impiden la repulsión de cargas positivas.
13. Antoine Lavoisier.
14. Principio de Aufbau.
15. Ernest Rutherford.
16. Tiene la misma cantidad de protones y electrones.
17. Cambio químico.
18. Demócrito y Leucipo.
19. Joseph J. Thomson.
20. Protones.
21. Max Planck.

## ACTIVIDAD II

**Completar los siguientes cuadros:**

1. Dados los siguientes elementos, anotar los protones, neutrones y electrones

|    |                              |                             |                         |                              |                             |
|----|------------------------------|-----------------------------|-------------------------|------------------------------|-----------------------------|
|    | ${}_{20}^{42}\text{Ca}^{2+}$ | ${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$ | ${}_{10}^{21}\text{Ne}$ | ${}_{26}^{57}\text{Fe}^{3+}$ | ${}_{11}^{23}\text{Na}^{+}$ |
| p+ |                              |                             |                         |                              |                             |
| n° |                              |                             |                         |                              |                             |
| ē |                              |                             |                         |                              |                             |

Con los siguientes datos escriba donde corresponde los datos de Z, A y carga.

|            |         |            |            |         |
|------------|---------|------------|------------|---------|
| $X$        | $X$     | $X$        | $X$        | $X$     |
| Z = 3      | Z = 92  | p+ = 9     | n° = 24    | n° = 15 |
| A = 7      | A = 235 | n° = 12    | ē = 26    | A = 30  |
| Carga = 1+ | ē = 88 | Carga = 1- | Carga = 1- | ē = 12 |

**ACTIVIDAD III**

1. Desarrollar la configuración electrónica extendida de los siguientes elementos:

- A)  $Z = 29$  .....  
 B)  $Z = 37$  .....  
 C)  $Z = 78$  .....  
 D)  $Z = 69$  .....  
 E)  $Z = 15$  .....

2. Desarrollar la configuración electrónica resumida de los siguientes elementos:

- A)  $Z = 22$  .....  
 B)  $Z = 85$  .....  
 C)  $Z = 6$  .....  
 D)  $Z = 89$  .....  
 E)  $Z = 52$  .....

3. Determinar los 4 números cuánticos del último electrón de

- A)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  .....  
 B)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^3$  .....  
 C)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$  .....  
 D)  $Z = 42$  .....  
 E)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1 5p^6 6s^2 4f^8$  .....

4. Determinar  $Z$  dados los siguientes números cuánticos:

- A) 4, 2, 1,  $-\frac{1}{2}$  .....  
 B) 5, 3, 0,  $+\frac{1}{2}$  .....  
 C) 6, 0, 0,  $+\frac{1}{2}$  .....  
 D) 3, 1, -1,  $-\frac{1}{2}$  .....  
 E) 7, 1, 0,  $+\frac{1}{2}$  .....

## EJERCICIOS UNIDAD II

### ACTIVIDAD I

Responda verdadero o falso

1. \_\_\_\_ El número de grupo de un elemento representativo indica el número de estados de oxidación que puede tener.
2. \_\_\_\_ Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número de protones.
3. \_\_\_\_ Los números atómicos son números enteros positivos.
4. \_\_\_\_ Moseley ordenó la Tabla periódica de acuerdo a sus números atómicos.
5. \_\_\_\_ El prototipo de la Tabla periódica es propuesto por Dimitri Mendeleiev.
6. \_\_\_\_ Los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares.
7. \_\_\_\_ Los elementos de un mismo grupo tienen estados de oxidación similares.
8. \_\_\_\_ Las líneas horizontales en la tabla periódica son llamadas periodos.
9. \_\_\_\_ El segundo número cuántico es llamado azimutal.

### ACTIVIDAD II

Ordene las siguientes series de elementos de la forma indicada. Use la Tabla Periódica.

|   |  |
|---|--|
| Decreciente de carácter metálico<br>Br, Cu, Sr, Cl, Fe    |  |
| Decreciente de radio atómico<br>Sr, F, Cs, S, As          |  |
| Creciente de carácter metálico<br>Ag, P, Ir, Ba, Ga       |  |
| Decreciente de electronegatividad<br>K, As, V, S, Rb      |  |
| Decreciente de afinidad electrónica<br>Ra, Fe, N, Cu, W   |  |
| Decreciente de energía de ionización<br>Zr, Co, C, Sr, Nb |  |
| Creciente de radio atómico<br>Sc, Si, Mn, Rb, B           |  |
| Creciente de afinidad electrónica<br>Re, Zn, Fr, O, Ge    |  |
| Creciente de electronegatividad<br>Zn, Rb, O, Cr, Al      |  |

## EJERCICIOS UNIDAD III

### ENLACES QUÍMICOS

#### ACTIVIDAD I

Responda Verdadero o Falso a las siguientes afirmaciones

1. \_\_\_\_ El enlace covalente existe entre átomos que comparten electrones
2. \_\_\_\_ Los átomos en una molécula no presentan repulsión entre los núcleos atómicos.
3. \_\_\_\_ La distancia entre los átomos de una molécula es llamada longitud de enlace.
4. \_\_\_\_ El monóxido de carbono es una molécula polar siendo el oxígeno el extremo positivo.
5. \_\_\_\_ La longitud de un enlace covalente es la misma para todos los enlaces.
6. \_\_\_\_ El hidrógeno puede tener estado de oxidación 1-.
7. \_\_\_\_ Los ángulos de enlace en el metano son de 90 grados.
8. \_\_\_\_ La configuración electrónica del sexto electrón en el carbón es  $1s^2 2s^2 2p^2$ .
9. \_\_\_\_ El nitrógeno es capaz de unirse a otros átomos con enlaces simples, dobles o triples.
10. \_\_\_\_ El número cuatro en una molécula inorgánica usa el prefijo buta-.
11. \_\_\_\_ El número de grupo de un no metal indica el número de enlaces que puede formar.
12. \_\_\_\_ Un enlace covalente simple existe cuando se comparte un electrón.
13. \_\_\_\_ El enlace polar existe entre átomos con igual configuración electrónica.
14. \_\_\_\_ Los electrones de valencia en un átomo de una molécula son enlazados al átomo central.
15. \_\_\_\_ Las moléculas de agua tienen geometría lineal con un ángulo de enlace de 180 grados.
16. \_\_\_\_ La geometría tetraédrica es la base de la estructura del etileno,  $CH_2=CH_2$ .
17. \_\_\_\_ La estructura de Lewis nos muestra el símbolo del elemento y su valencia electrónica.
18. \_\_\_\_ El número de grupo de un elemento representativo indica el número de estados de oxidación que puede tener.
19. \_\_\_\_ El enlace C – O es más polar que el enlace C – F.

20. \_\_\_\_ Un enlace triple es más débil que un enlace simple.
21. \_\_\_\_ En un enlace triple, la geometría de la molécula formada es lineal.
22. \_\_\_\_ Un enlace doble es de menor longitud que un enlace triple.
23. \_\_\_\_ El bromo es un ejemplo de un no metal.
24. \_\_\_\_ La regla del octeto indica que los elementos representativos deben completar ocho electrones al enlazarse.
25. \_\_\_\_ La regla del octeto es usualmente cumplida por C, N, O y F.
26. \_\_\_\_ Los elementos de los grupos I, II y III no completan 8 electrones al enlazarse.
27. \_\_\_\_ Las excepciones a la regla del octeto se presenta principalmente en elementos que usan sus orbitales d para enlazarse.
28. \_\_\_\_ La formación de un compuesto entre los elementos Na y Cl genera un compuesto iónico.
29. \_\_\_\_ La formación de un compuesto entre los elementos Ar y Ar genera un compuesto covalente apolar.
30. \_\_\_\_ Los gases nobles no forman enlaces entre sí.
31. \_\_\_\_ El sodio es un ejemplo de un no metal.

## ACTIVIDAD II

### Responda las siguientes preguntas

1. ¿Las fuerzas de Van der Waals se presentan con más fuerza en los polímeros ramificados o en los lineales? \_\_\_\_\_
2. Elementos de apariencia externa de metal y comportamiento químico más parecido a los no metales se llaman \_\_\_\_\_
3. ¿Qué gas noble es el más abundante en el universo: helio o argón?  
\_\_\_\_\_
4. ¿Las moléculas polares son solubles en agua o en parafina?  
\_\_\_\_\_
5. Las fuerzas de repulsión entre el agua y el aceite se conoce como fuerza \_\_\_\_\_
6. Los puentes de hidrógeno se presentan en moléculas que contienen hidrógeno y un átomo muy  
\_\_\_\_\_

7. ¿Los elementos más usados como catalizadores son los metales: representativos, de transición o transición interna?

\_\_\_\_\_

8. El grupo de metales con más bajo punto de fusión son los \_\_\_\_\_

9. ¿Los compuestos clorados tienen mayor o menor densidad que el agua?

\_\_\_\_\_

## EJERCICIOS UNIDAD III

### ENLACE QUÍMICO

#### ACTIVIDAD I

Complete la siguiente tabla con los datos requeridos.

| Símbolo | Último subnivel que se forma | Nivel de energía más externo | Electrones de valencia | Estructura de Lewis |
|---------|------------------------------|------------------------------|------------------------|---------------------|
| Fr      |                              |                              |                        |                     |
| F       |                              |                              |                        |                     |
| Cl      |                              |                              |                        |                     |
| Al      |                              |                              |                        |                     |
| Ca      |                              |                              |                        |                     |
| P       |                              |                              |                        |                     |

**ACTIVIDAD II****Dibujar la Formulación de Lewis de las siguientes moléculas**

|       |        |         |           |
|-------|--------|---------|-----------|
| $H_2$ | $CH_4$ | $H_2O$  | $NH_3$    |
| $HCl$ | $Cl_2$ | $PCl_3$ | $O_2$     |
| $N_2$ | $CO_2$ | $HCN$   | $H-CO-OH$ |

|                 |                            |                           |                 |
|-----------------|----------------------------|---------------------------|-----------------|
| $\text{H-COH}$  | $\text{CH}\equiv\text{CH}$ | $\text{HF}$               | $\text{HNO}_3$  |
| $\text{BeCl}_2$ | $\text{CH}_3\text{-CH}_3$  | $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ | $\text{BH}_3$   |
| $\text{SF}_6$   | $\text{PF}_5$              | $\text{H}_2\text{S}$      | $\text{COCl}_2$ |

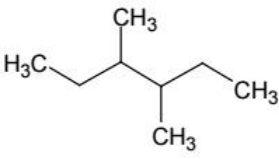
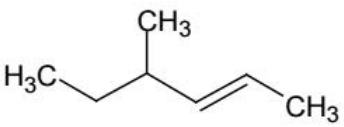
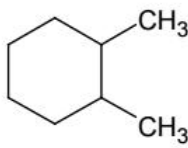

|                |                          |                                   |                        |
|----------------|--------------------------|-----------------------------------|------------------------|
| $\text{SiF}_4$ | $\text{CH}_2\text{Cl}_2$ | $\text{CH}_3\text{OH}$            | $\text{PF}_3$          |
| $\text{CF}_4$  | $\text{CH}_3\text{CN}$   | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ | $\text{CHCl}_3$        |
| $\text{PCl}_5$ | $\text{CCl}_4$           | $\text{BBr}_3$                    | $\text{NH}_2\text{Cl}$ |

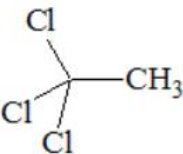
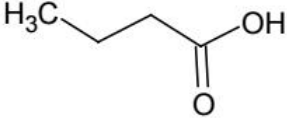
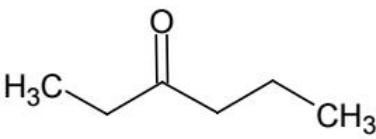
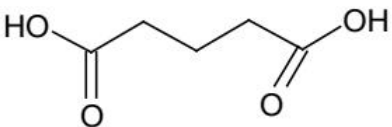
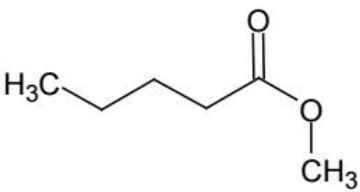
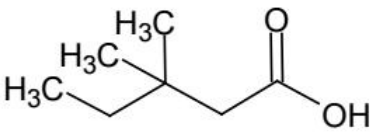
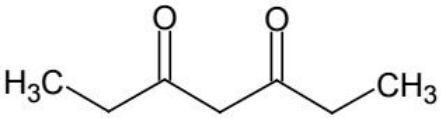
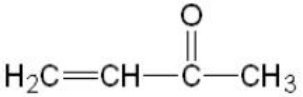
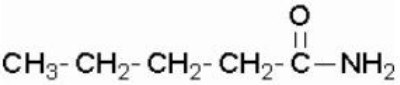
# EJERCICIOS NOMENCLATURA DE GRUPOS FUNCIONALES UNIDAD VI

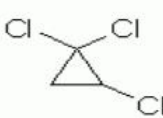
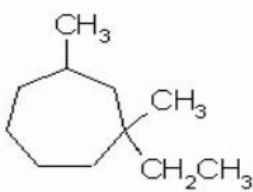
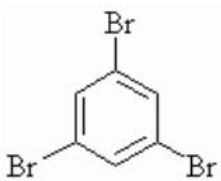
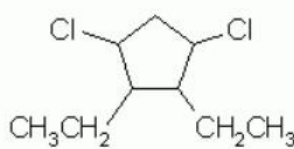
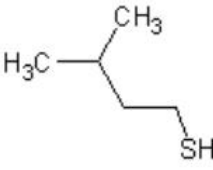
## QUÍMICA ORGÁNICA

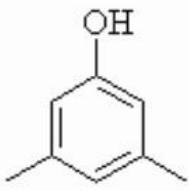
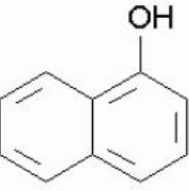
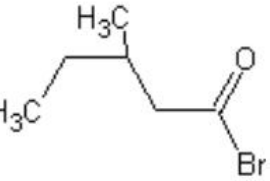
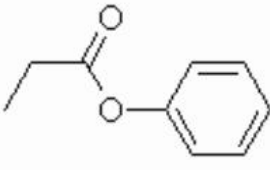
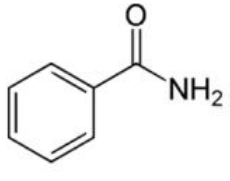
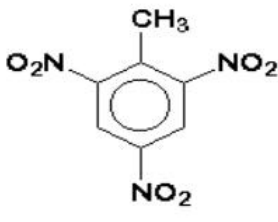
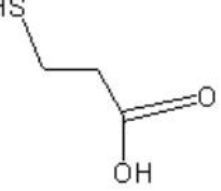
### ACTIVIDAD I

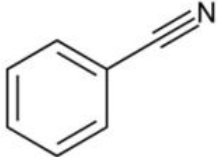
Indique el nombre fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos.

| Compuesto  | Nombre | Fórmula molecular |
|--|--------|-------------------|
| 1.    |        |                   |
| 2.    |        |                   |
| 3. $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$                     |        |                   |
| 4.  |        |                   |
| 5.  |        |                   |

| Compuesto   | Nombre | Fórmula molecular |
|---|--------|-------------------|
| 6.     |        |                   |
| 7.     |        |                   |
| 8.     |        |                   |
| 9.     |        |                   |
| 10.   |        |                   |
| 11.  |        |                   |
| 12.  |        |                   |
| 13.  |        |                   |
| 14.  |        |                   |

| Compuesto | Nombre   | Fórmula molecular |
|-----------|--|-------------------|
| 15.       | $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}-\text{CN}$          |                   |
| 16.       | $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_8-\text{CH}_3$   |                   |
| 17.       | $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ |                   |
| 18.       |                                 |                   |
| 19.       |                                |                   |
| 20.       |                               |                   |
| 21.       |                               |                   |
| 22.       |                               |                   |

|     | Compuesto   | Nombre | Fórmula molecular |
|-----|---|--------|-------------------|
| 23. |    |        |                   |
| 24. |    |        |                   |
| 25. |    |        |                   |
| 26. |   |        |                   |
| 27. |  |        |                   |
| 28. | $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CHO}$                                  |        |                   |
| 29. |  |        |                   |
| 30. |  |        |                   |

|     | Compuesto  | Nombre | Fórmula molecular |
|-----|--|--------|-------------------|
| 31. | $  \begin{array}{ccccccc}  & & \text{CH}_3 & & & & \\  & &   & & & & \\  & \text{CH}_3 & - \text{CH} & \text{CH}_3 & \text{CH}_3 & & \\  &   &   &   &   & & \\  \text{CH}_3 & - \text{CH}_2 & - \text{CH} & - \text{C} & - \text{CH} & - \text{CH}_3 & \\  & &   &   & & & \\  & & \text{CH}_3 & - \text{CH} & - \text{CH}_2 & - \text{CH}_3 &   \end{array}  $ |        |                   |
| 32. |   |        |                   |
| 33. | $  \begin{array}{cccc}  \text{CH}_3 & - \text{CH} & - \text{CH}_2 & - \text{CN} \\  &   & & \\  & \text{CH}_3 & &   \end{array}  $   |        |                   |

# EJERCICIOS DE ISOMERÍA UNIDAD VI

## QUÍMICA ORGÁNICA

### ACTIVIDAD II

1. Dada la siguiente fórmula empírica:  $C_9H_{13}Cl$

Desarrolle 5 fórmulas estructurales ramificadas, 5 ciclos y nómbrelas.

|  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

|  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

2. Dada la siguiente fórmula empírica:  $C_{10}H_{14}Cl_2$ . ¿Cuál(es) de los siguientes compuestos no corresponde(n) a ésta fórmula molecular?

(Nota: Utilizar el nombre para desarrollar la fórmula molecular)

- A) 1,1-dicloro-1,3,5-terdecatrieno.  
 B) 1,5-dicloro-3,6-dietil-1,4-ciclohexadieno.  
 C) 2,4-dicloro-1-ciclodeceno.  
 D) 1,3-dicloro-2-metil- 5 terbutil-1,3-ciclopentadieno.  
 E) 1,2-dicloro-3-ciclobutil – 4-metil-1,3-pentadieno.  
 F) 1,4-dicloro-2-isopropil-3-metilciclohexano.

|  |
|--|
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |
|  |

### ACTIVIDAD III

#### Ejercicios de desarrollo

1. Se pueden escribir cinco estructuras distintas que corresponden a la fórmula molecular  $C_6H_{14}$ , dibujar las estructuras y nombrarlos de acuerdo con las normas de la IUPAC.

|  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

2. Dibujar y nombrar los distintos isómeros de función de la fórmula  $C_3H_6O$ .

|  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

3. Formular y nombrar según las normas de la IUPAC, 12 de las estructuras posibles para el  $C_{10}H_{18}$ .

| A | B | C | D |
|---|---|---|---|
|   |   |   |   |
|   |   |   |   |

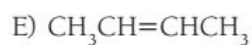
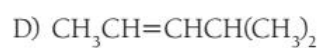
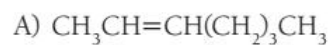
|   |   |   |   |
|---|---|---|---|
| E | F | G | H |
|   |   |   |   |

|   |   |   |   |
|---|---|---|---|
| I | J | K | L |
|   |   |   |   |

4. Desarrolle 5 isómeros de función que correspondan a la fórmula molecular  $C_4H_8O$  y nómbralos.

|  |  |  |  |  |
|--|--|--|--|--|
|  |  |  |  |  |
|  |  |  |  |  |

5. ¿Dibujar las estructuras con isomería geométrica (cis-trans)?



|  |  |
|--|--|
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |
|  |  |

6. Dada la siguiente ecuación:



A) nombre los compuestos.

B) indique qué tipo de isomería presentan

|  |
|--|
|  |
|  |

7. Dibujar las estructuras y su(s) enantiómero(s), dados los siguientes compuestos:

- A) 2-butanol.
- B) Ácido 2-hidroxi-propanoico.
- C) Ácido 2-aminopropanoico.
- D) Ácido 2,3 dihidroxibutanodioico.

|   |    |     |      |
|---|----|-----|------|
| A |    | A'  |      |
| B |    | B'  |      |
| C |    | C'  |      |
| D | D' | D'' | D''' |

8. En los siguientes pares de sustancias, escriba su fórmula estructural y molecular e indique que tipo de isomería presentan

- A) metoxietano y 1-propanol.
- B) etanoato de metilo y ácido propanoico.
- C) butanona y butanal.
- D) ciclobutano y 2-metilpropeno.
- E) 2-cloro-2-buteno.
- F) hexano y 2,3-dimetilbutano.
- G) N-metil-3-pentanamina y N,N-dimetilbutanamina.

|    |  |  |
|----|--|--|
| A) |  |  |
| B) |  |  |
| C) |  |  |
| D) |  |  |

|    |  |  |
|----|--|--|
| E) |  |  |
| F) |  |  |
| G) |  |  |

