

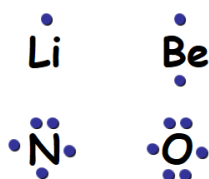
Tema 2: Uniones químicas

Dra. Susana Montecinos (dmonteci@exa.unicen.edu.ar)

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando se estudian los enlaces químicos se consideran sobre todo los *electrones de valencia*.

Un **símbolo de puntos de Lewis** consta del símbolo del elemento y un punto por cada *electrón de valencia* de un átomo del elemento. En los elementos representativos y los gases nobles, con excepción del helio, el número de electrones de valencia de cada átomo es igual al número de grupo del elemento. Los metales de transición, lantánidos y actínidos tienen capas internas incompletas y en general no es posible escribir símbolos sencillos de puntos de Lewis para ellos. En esta representación deben cumplirse reglas que ya hemos estudiado, como la regla de Hund.

Ej:



Enlace iónico:

- Característico de compuestos formados por átomos metálicos y no metálicos, de electronegatividades muy diferentes.
- Se transfieren electrones.
- Forma compuestos.
- Se forma atracción electrostática entre los iones resultantes.

Ej: NaCl Na(Z=11; 1A), Cl(Z=17; 7A)

Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$ ($1s^2 2s^2 2p^6$) config. del gas noble [Ne]
Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ $\text{Cl} + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$ ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) config. del gas noble [Ar]



Símbolos de Lewis:

El átomo que pierde electrones se oxida: $\text{Na}^0 \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^-$

El átomo que gana electrones se reduce: $\text{Cl}^0 + 1e^- \rightarrow \text{Cl}^-$

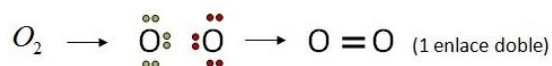
Ej: Utilice los símbolos de puntos de Lewis para explicar la formación del óxido de aluminio (Al_2O_3).

Enlace covalente:

- Característico de uniones entre átomos no metálicos, de electronegatividad similar.
- Se comparten pares de electrones.
- Forma moléculas.
- Se forman orbitales moleculares.

a) Enlace covalente normal o común: Se produce cuando dos átomos no metálicos comparten uno o varios pares de electrones, y los electrones que constituyen cada par provienen uno de cada átomo.

Ej: Cl_2 Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Los electrones 2s son de baja energía y pasan la mayor parte cerca del núcleo, por lo que no participan en la formación del enlace. En consecuencia, cada átomo de Cl tiene siete electrones de valencia (los electrones 3s y 3p), pero hay sólo un electrón desapareado en el Cl, de modo que para la formación de la molécula de Cl_2 sólo participan dos electrones de valencia. Los pares de electrones no enlazantes se llaman **pares libres**, es decir, pares de electrones de valencia que no participan en la formación del enlace covalente. Así, cada átomo de Cl en la molécula de Cl_2 tiene tres pares libres de electrones (se pueden poner en la molécula final, o no). Los átomos de Cl se aproximan hasta que sus nubes electrónicas se superpongan en parte, de modo tal que los electrones desapareados de cada átomo dejan de pertenecer exclusivamente a ellos y participan simultáneamente de ambas nubes electrónicas. El par de electrones compartidos se indica con líneas.



i) **Covalente no polar:** Los átomos unidos tienen igual electronegatividad, ninguno de ellos ejerce mayor atracción sobre el par o pares de electrones compartidos.

ii) **Covalente polar:** El mayor o menor carácter dipolar de un enlace depende de la diferencia de electronegatividades de los átomos unidos.

Ej: H y Cl H (1A) y Cl (7A) H tiene electronegatividad menor
Cl atraerá más hacia sí el par de electrones compartido con el H.



H-Cl

b) Unión covalente dativa o coordinada: El átomo aceptor (O) comparte el par de electrones del átomo dador (S) sin que éste lo pierda.

Ej: SO_2

