

Estructura de Lewis

Electrón de Valencia: Se encuentran en el nivel principal de energía más alto del átomo.

Cl: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, por lo tanto tiene 7 e^- de valencia y le falta 1 para parecerse al siguiente gas ideal en la tabla (Argón).

Simbología que indica el total de e^- de valencia, en la tabla se puede ver que el grupo donde se encuentran es igual a la cantidad de estos e^- .

$H \cdot$							$He:$
$Li \cdot$	$Be:$	$B:$	$C:$	$N:$	$O:$	$F:$	$Ne:$
$Na \cdot$	$Mg:$	$Al:$	$Si:$	$P:$	$S:$	$Cl:$	$Ar:$
$K \cdot$	$Ca:$	$Ga:$	$Ge:$	$As:$	$Se:$	$Br:$	$Kr:$
$Rb \cdot$	$Sr:$	$In:$	$Sn:$	$Sb:$	$Te:$	$I:$	$Xe:$
$Cs \cdot$	$Ba:$	$Tl:$	$Pb:$	$Bi:$	$Po:$	$At:$	$Rn:$
$Fr \cdot$	$Ra:$						

Ley del Octeto (o Dueto): Todos los elementos buscan tener su última capa u orbital completo con 8 electrones y así lograr la **estabilidad ideal como los gases nobles**, para esto ceden, reciben o comparten e^- mediante los enlaces químicos. En el octeto tienen 8 e^- de valencia y en el dueto 2.

- Enlaces Covalentes Apolares entre H y C.
- Enlaces Covalentes Polares entre H y O.

Hidrógeno	$H \cdot$	$H \cdot$	El Hidrógeno comparte su electrón de valencia cumpliendo la Ley del Dueto.
Carbono	$\cdot \ddot{C} \cdot$	$\cdot \ddot{C} \cdot$	El Oxígeno comparte 1 electrón de cada H para cumplir la Ley del Octeto.
Agua	$H:\ddot{O}:H$	$H-\ddot{O}-H$	El Carbono comparte 1 electrón con cada H y 2 con el otro C para cumplir la Ley del Octeto.
Etileno	$\begin{array}{cc} H & H \\ \vdots & \vdots \\ C & = C \\ \vdots & \vdots \\ H & H \end{array}$	$\begin{array}{cc} H & H \\ & \\ C & = C \\ & \\ H & H \end{array}$	
Acetileno	$H:C\equiv C:H$	$H-C\equiv C-H$	

Para moléculas con carga: ej: PO_4^{-3}

Se cuentan los e^- de valencia de cada tipo de átomo por su cantidad.

- **e^- de valencia totales** = $5 * 1 + 6 * 4 = 32$

Se sigue la ley del octeto y se calcula que cada átomo debe tener 8 excepto H que debe cumplir la del dueto y tener 2.

- **n° de e^- final** = $8 * 5 + 2 * 0 = 40$

Resta (n° de e^- final - e^- de valencia totales).

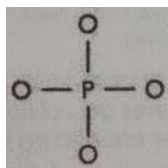
- **n° de e^- de enlace** = $40 - 32 = 8$

- **n° de e^- sin compartir** = $32 - 8 = 24$

Calcula el número de enlace dividiendo en 2.

- $8 / 2 = 4$

Dibuja la posible estructura.



Se determina la carga formal para cada tipo de átomo. Los e^- sin compartir se toman en cuenta de la estructura anterior.

Carga Formal = e^- valencia - enlaces - e^- sin compartir

- P: $5 - 4 - 0 = +1$

- O: $6 - 1 - 6 = -1$

Define la estructura definitiva y revisa que cumpla la regla de la carga adyacente (dos átomos con la misma carga no pueden hacer un enlace) y que se cumpla que la suma de las cargas parciales sea igual a la carga total del compuesto.

