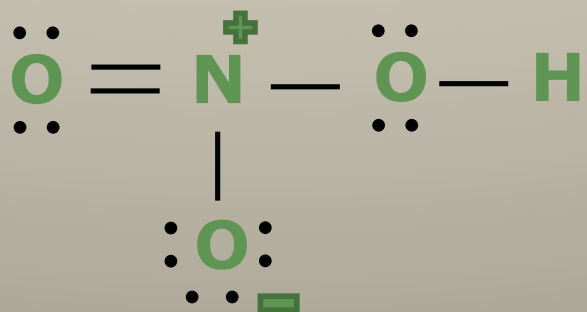


DIAGRAMAS DE LEWIS



Diagramas de Lewis

Los diagramas de Lewis representan las uniones covalentes entre átomos a partir de los electrones (e^-) de la capa de valencia (la última capa del átomo).

Diagramas de Lewis

Los diagramas de Lewis representan las uniones covalentes entre átomos a partir de los electrones (e^-) de la capa de valencia (la última capa del átomo).

No informan acerca de la geometría de la molécula sino tan sólo del número y tipo de enlaces que se forman para que cada átomo alcance a completar su capa de valencia (“Regla del Octeto”).

Pasos

- Colocar los átomos de forma simétrica y en el centro debe estar el átomo que forme más enlaces
- Contar los e- totales de valencia de todos los átomos, para saber de cuántos disponemos
- Colocar los e- de valencia alrededor de cada átomo mediante puntitos
- Por cada e- que le falte a un átomo formará un enlace, compartiendo un par de e- con el vecino

Pasos

- El enlace covalente normal se forma aportando cada átomo un e- de forma que queda un par de e- compartido
- En el enlace covalente coordinado o dativo uno de los átomos aporta el par de e- y el otro sólo aporta hueco (orbital vacío)
- Los enlaces dobles se forman compartiendo 2 pares de e-
- Los enlaces triples se forman compartiendo 3 pares de e-

Pasos

- En caso de que la molécula tenga enlaces coordinados o dativos pueden aparecer cargas en la molécula.
- Se calcula la carga de cada átomo aplicando la fórmula:

$$Q = e^- \text{ de valencia} - e^- \text{ propios del átomo en la molécula}$$

e^- propios del átomo en la molécula son los que el átomo no ha compartido más 1 e^- por cada enlace

Pasos

- En caso de que la molécula tenga enlaces coordinados o dativos pueden aparecer cargas en la molécula.
- Se calcula la carga de cada átomo aplicando la fórmula:

$$Q = e^- \text{ de valencia} - e^- \text{ propios del átomo en la molécula}$$

e^- propios del átomo en la molécula son los que el átomo no ha compartido más 1 e^- por cada enlace

- Al final debemos asegurarnos de que el número total de e^- colocados son los mismos con que contábamos al principio



Representemos la molécula Br_2

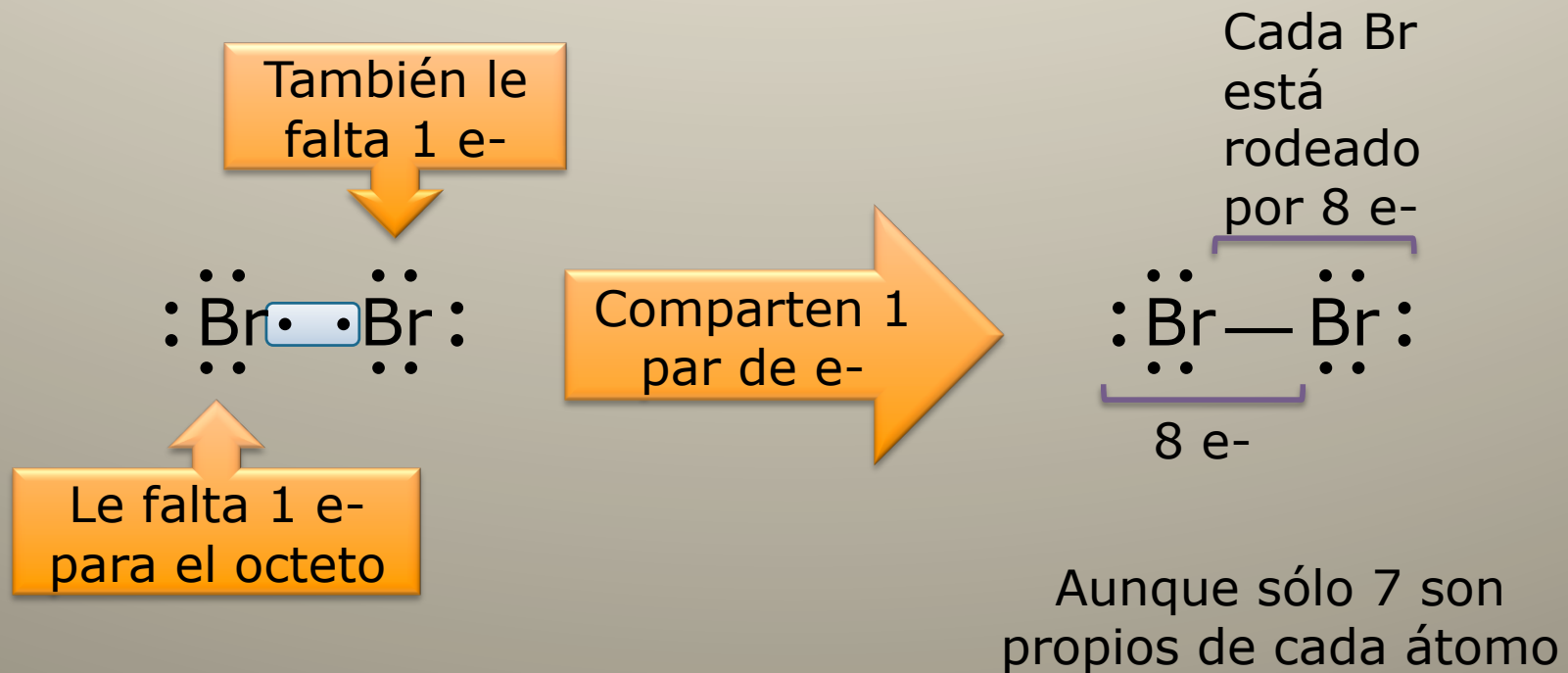
También le
falta 1 e-



Le falta 1 e-
para el octeto



Representemos la molécula Br₂





En la molécula de O_2 cada oxígeno tiene 6 e⁻ y por tanto necesita dos enlaces para completar el octeto

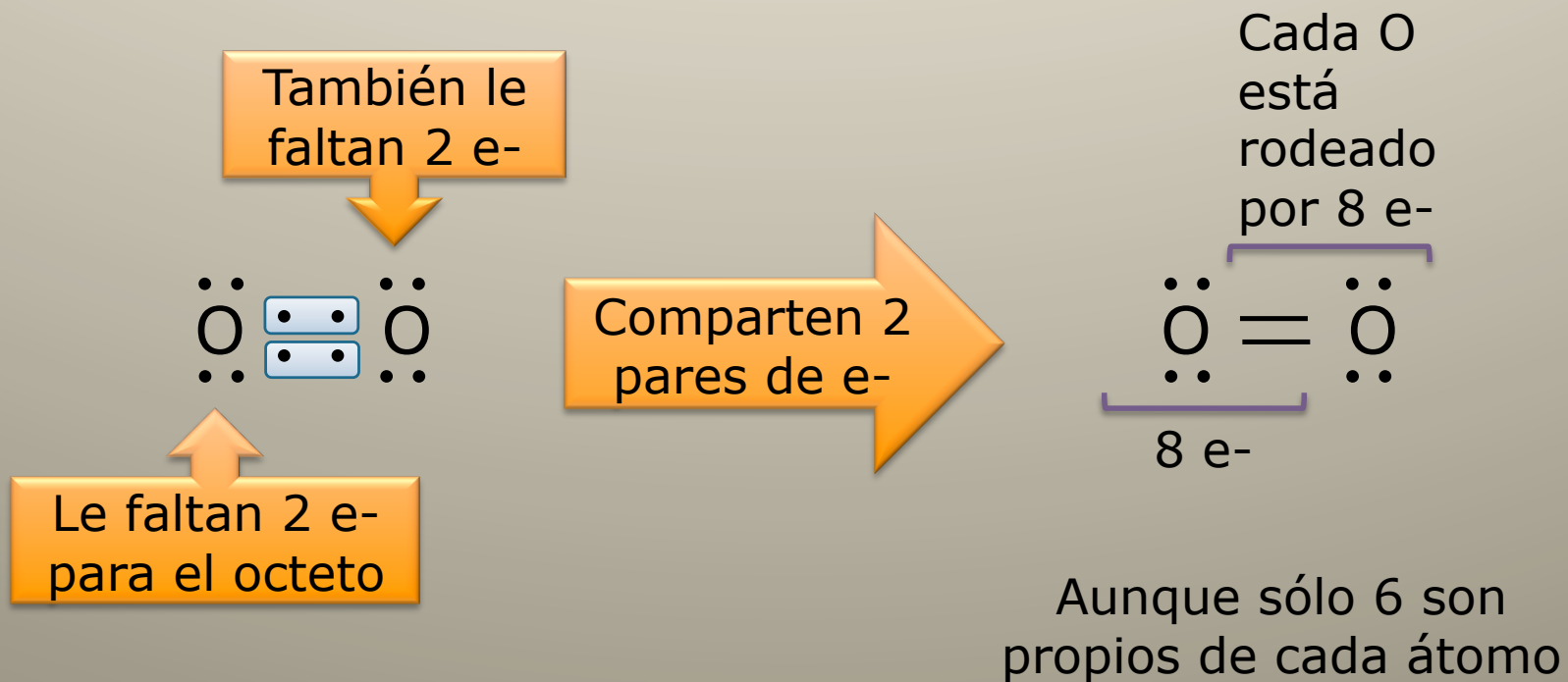
También le faltan 2 e⁻



Le faltan 2 e⁻ para el octeto



En la molécula de O_2 cada oxígeno tiene 6 e⁻ y por tanto necesita dos enlaces para completar el octeto





Cada átomo de N tiene 5 e⁻ en la capa de valencia, necesita 3 e⁻ para completar el octeto y por tanto compartirá 3 pares de e⁻

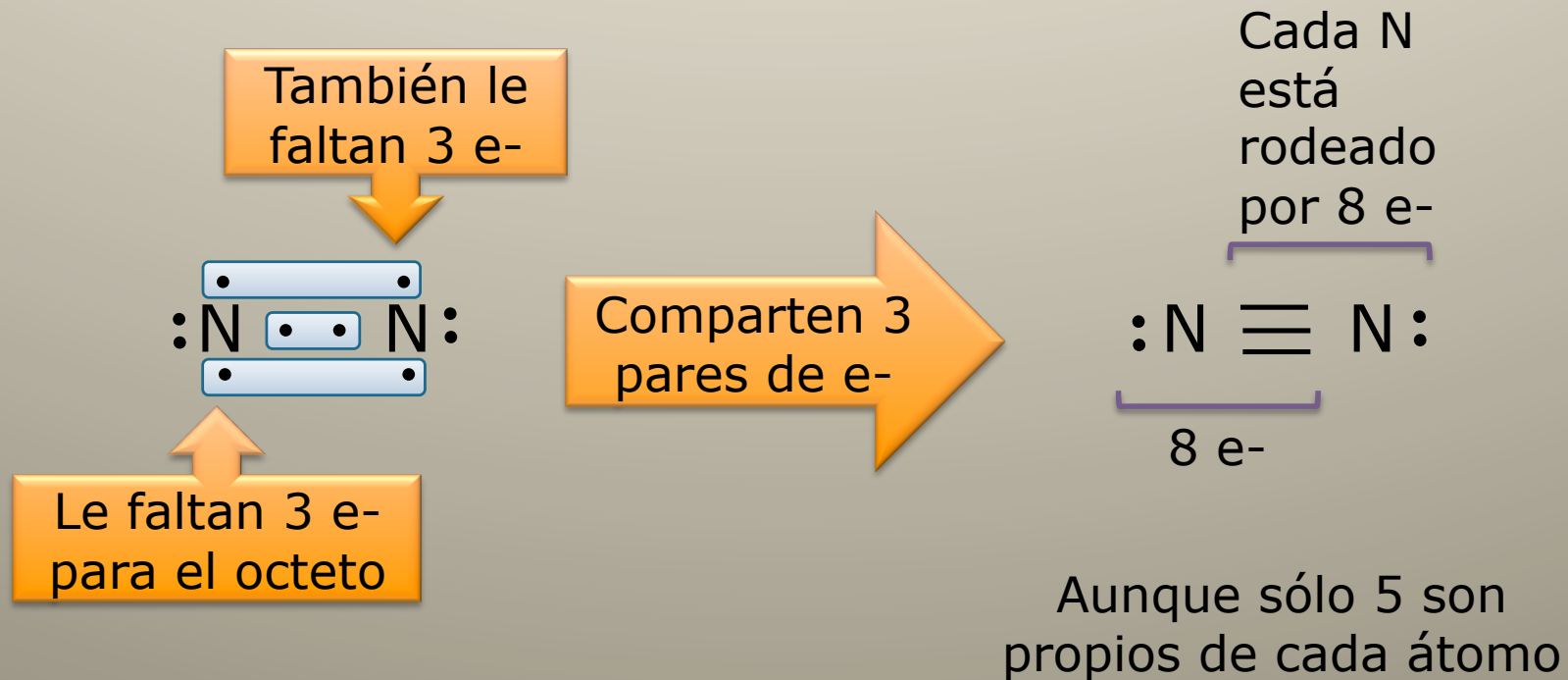
También le faltan 3 e⁻



Le faltan 3 e⁻ para el octeto



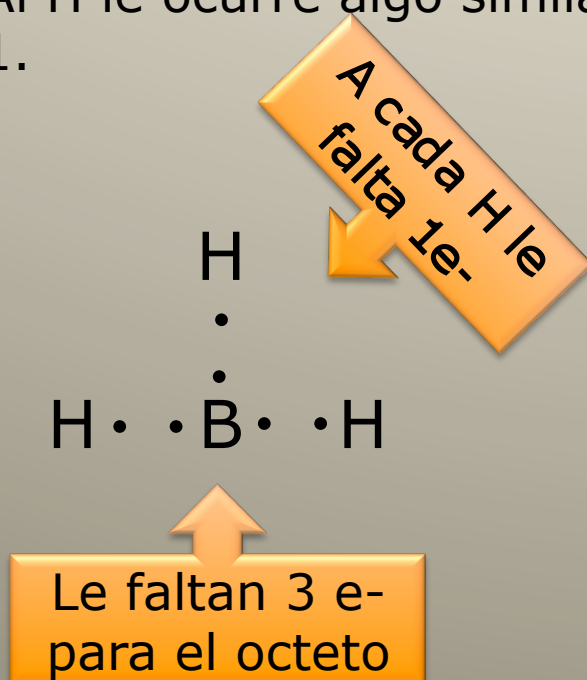
Cada átomo de N tiene 5 e⁻ en la capa de valencia, necesita 3 e⁻ para completar el octeto y por tanto compartirá 3 pares de e⁻





El átomo de boro posee 3 e⁻ en la última capa, pero a diferencia de los demás elementos del 2^o período, prefiere rodearse de 6 e⁻ en lugar de 8; es lo que se llama "Octeto incompleto".

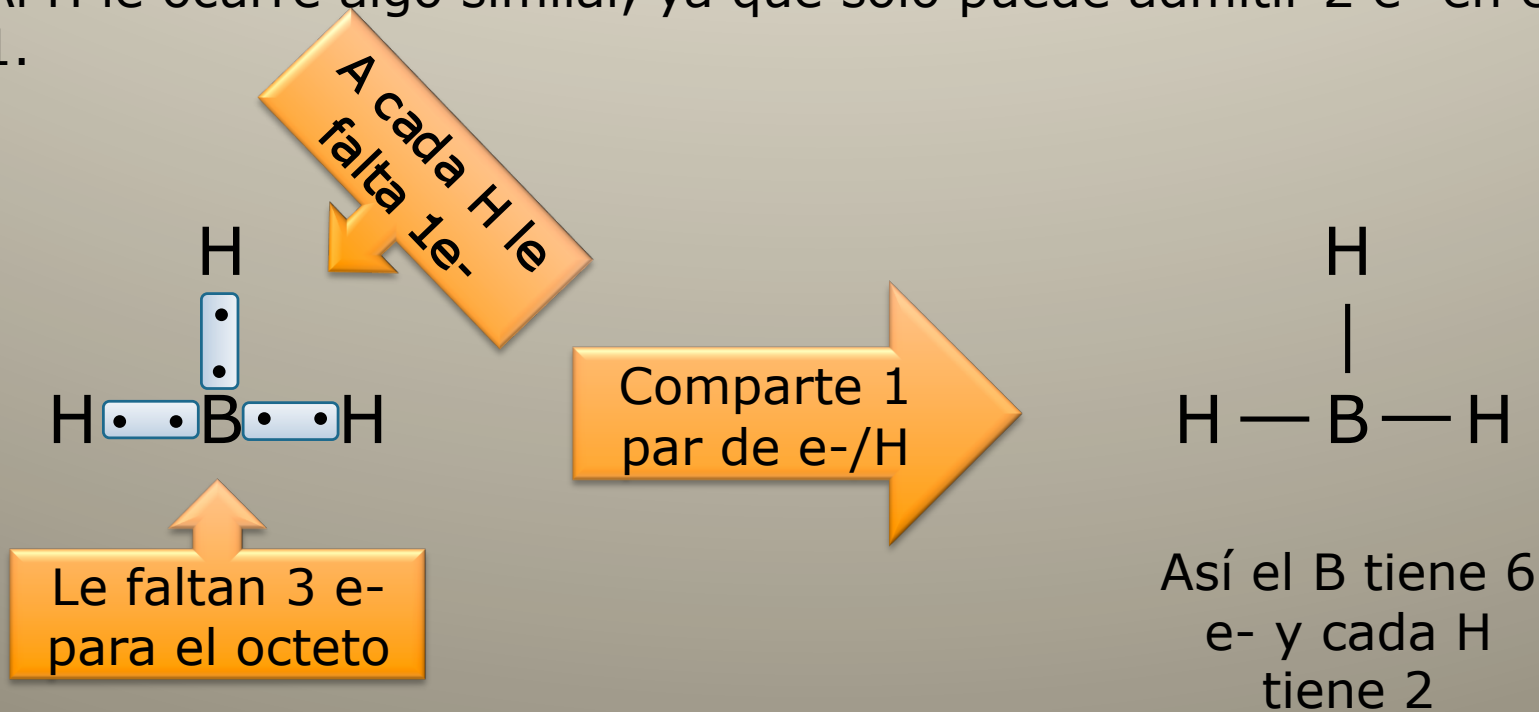
Al H le ocurre algo similar, ya que sólo puede admitir 2 e⁻ en el nivel 1.





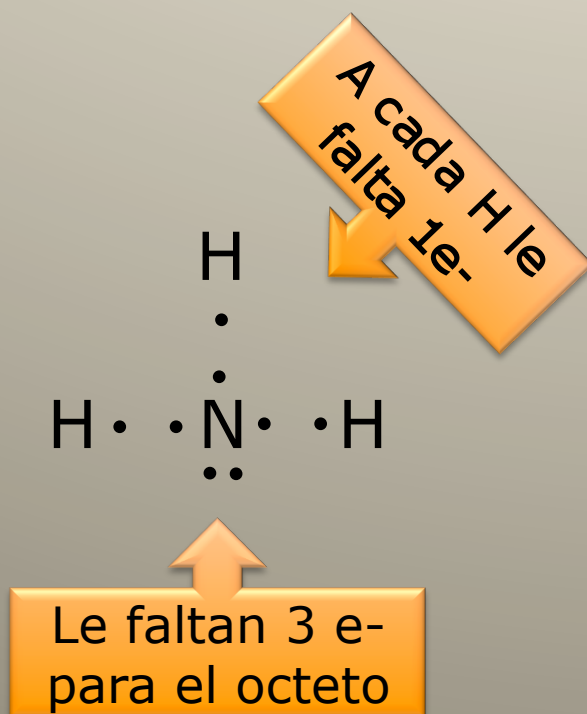
El átomo de boro posee 3 e⁻ en la última capa, pero a diferencia de los demás elementos del 2^o período, prefiere rodearse de 6 e⁻ en lugar de 8; es lo que se llama "Octeto incompleto".

Al H le ocurre algo similar, ya que sólo puede admitir 2 e⁻ en el nivel 1.



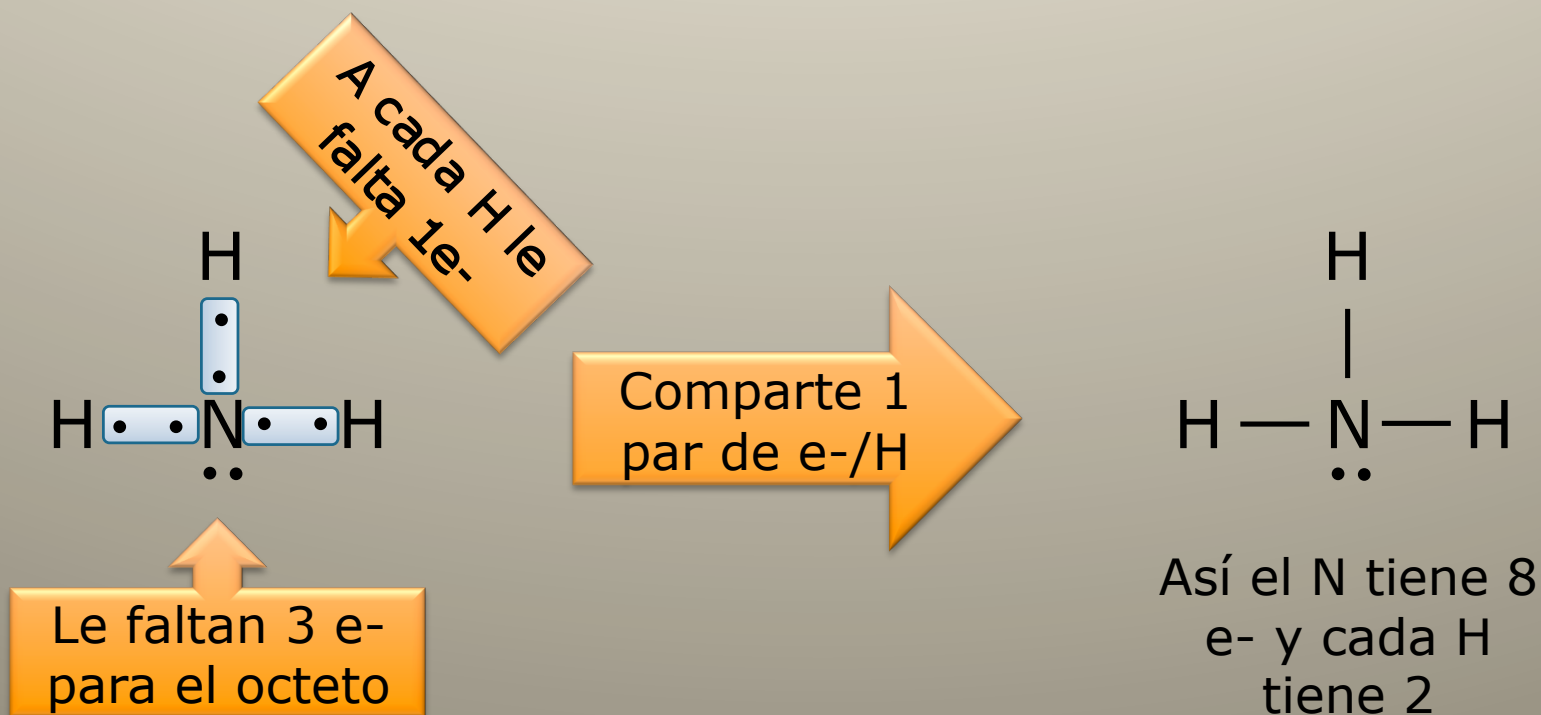


Ya vimos que el N, con 5 e⁻ de valencia, necesita formar tres enlaces para completar el octeto y que el H sólo 1.



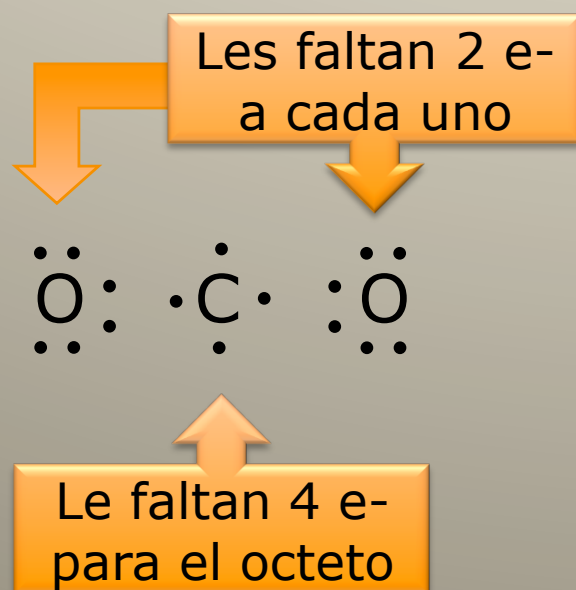


Ya vimos que el N, con 5 e⁻ de valencia, necesita formar tres enlaces para completar el octeto y que el H sólo 1.



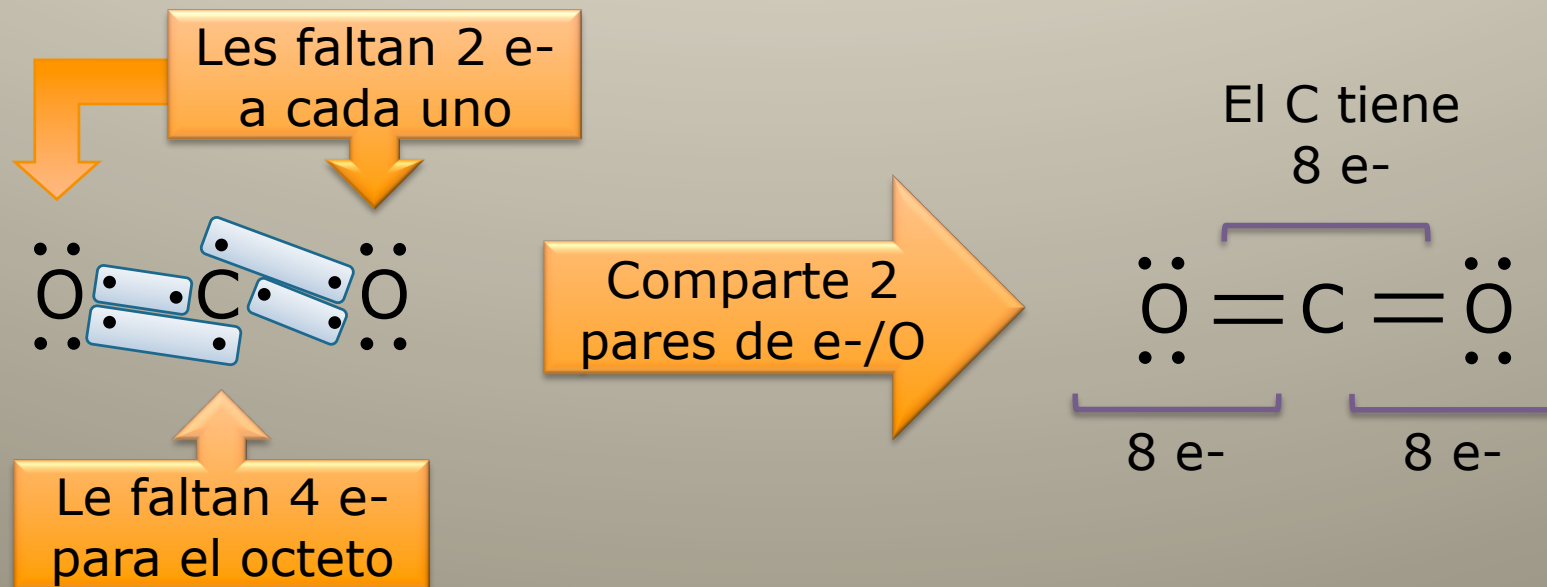


El C tiene 4 e- en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Cada O tiene 6 e- y necesitará 2 enlaces. Por tanto el C formará dos enlaces con cada O.



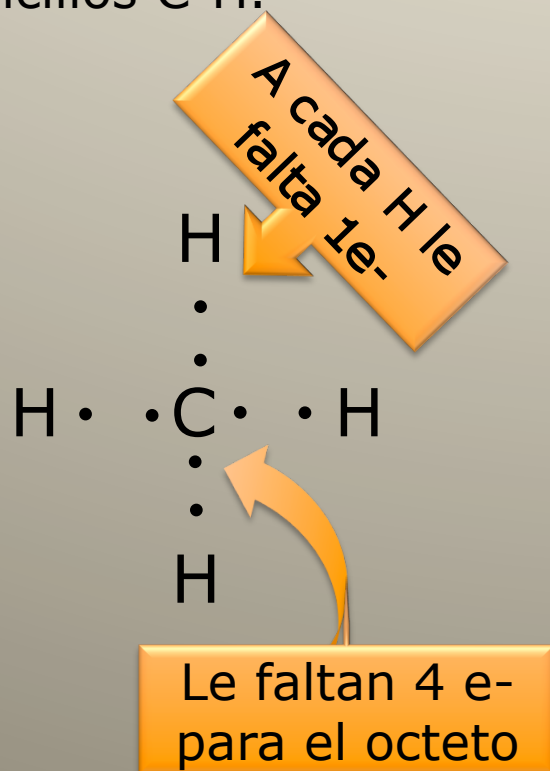


El C tiene 4 e⁻ en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Cada O tiene 6 e⁻ y necesitará 2 enlaces. Por tanto el C formará dos enlaces con cada O.



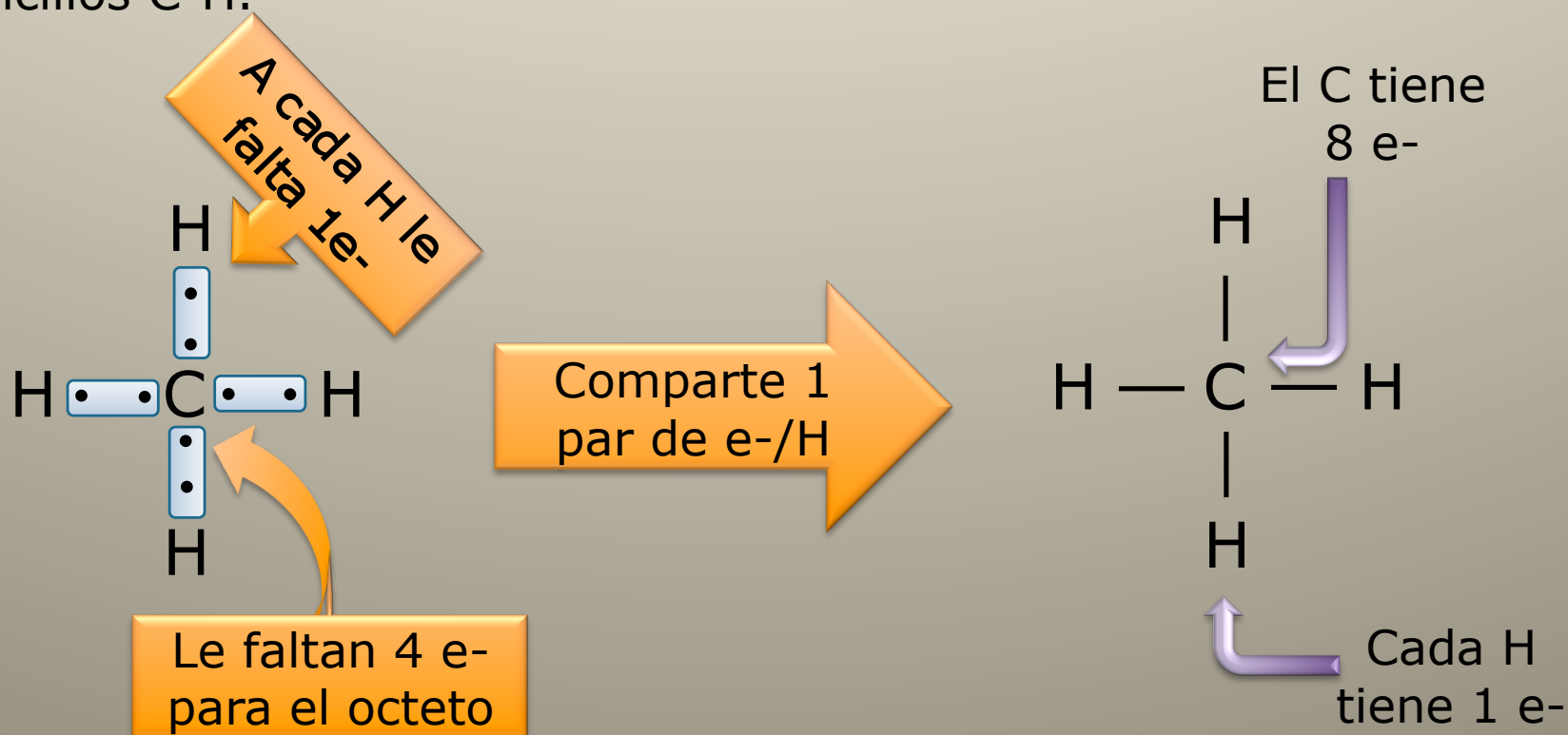


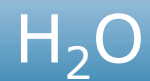
El C tiene 4 e- en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Como cada H necesita sólo un enlace, se formarán 4 enlaces sencillos C-H.



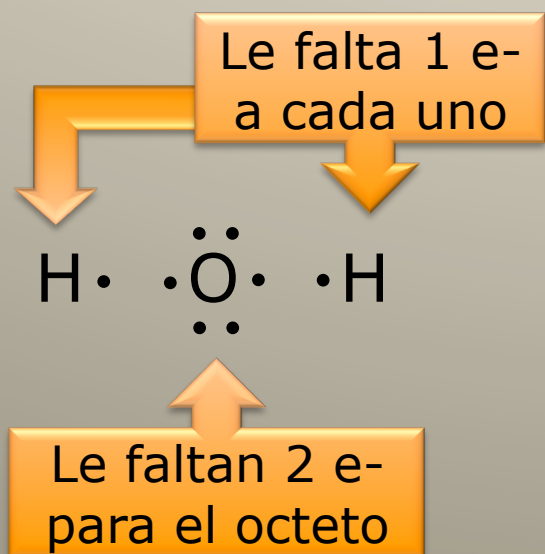


El C tiene 4 e⁻ en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Como cada H necesita sólo un enlace, se formarán 4 enlaces sencillos C-H.



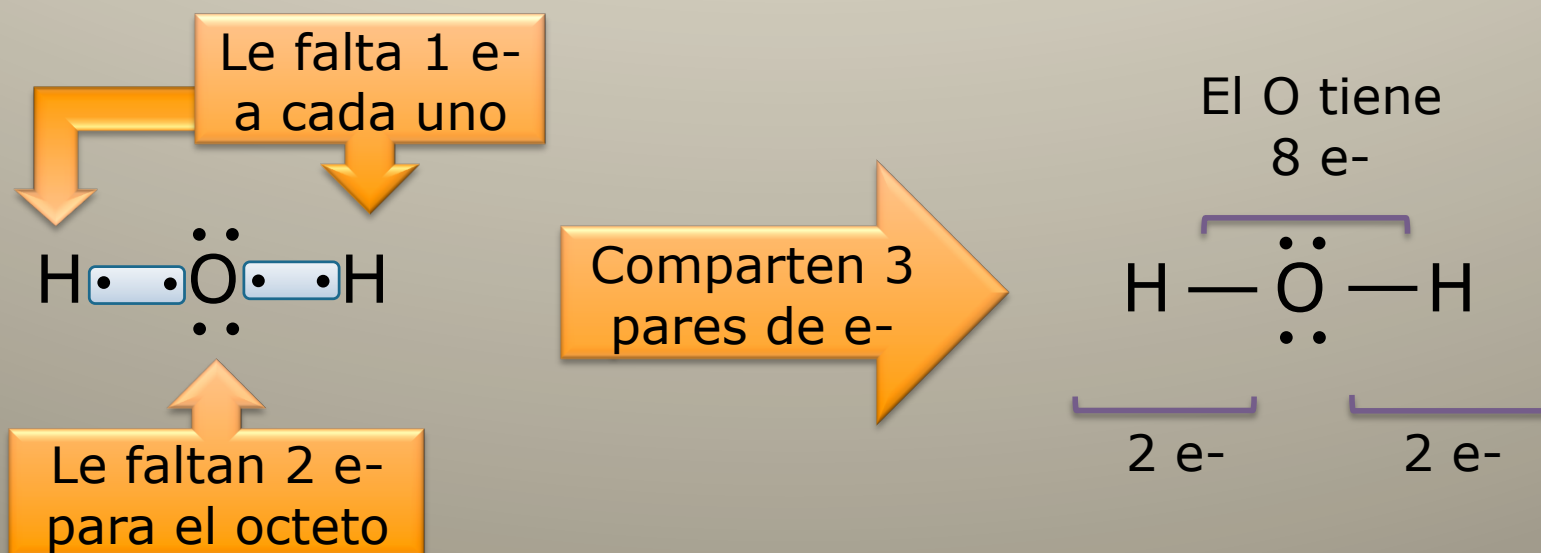


El O tiene 6 e- de valencia y necesita 2 más para llegar al octeto.
Como cada H necesita 1 e-, se formarán dos enlaces O-H. Por tanto el O se coloca en el centro.



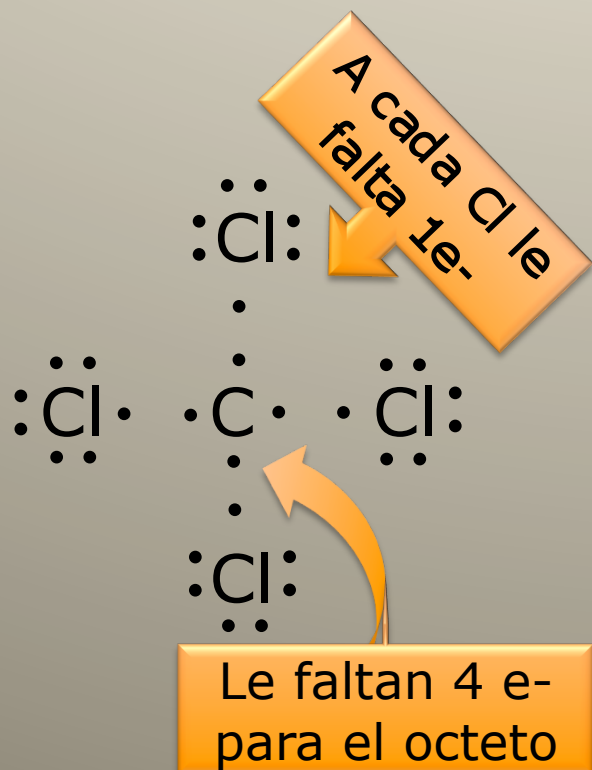


El O tiene 6 e⁻ de valencia y necesita 2 más para llegar al octeto.
Como cada H necesita 1 e⁻, se formarán dos enlaces O-H. Por tanto el O se coloca en el centro.



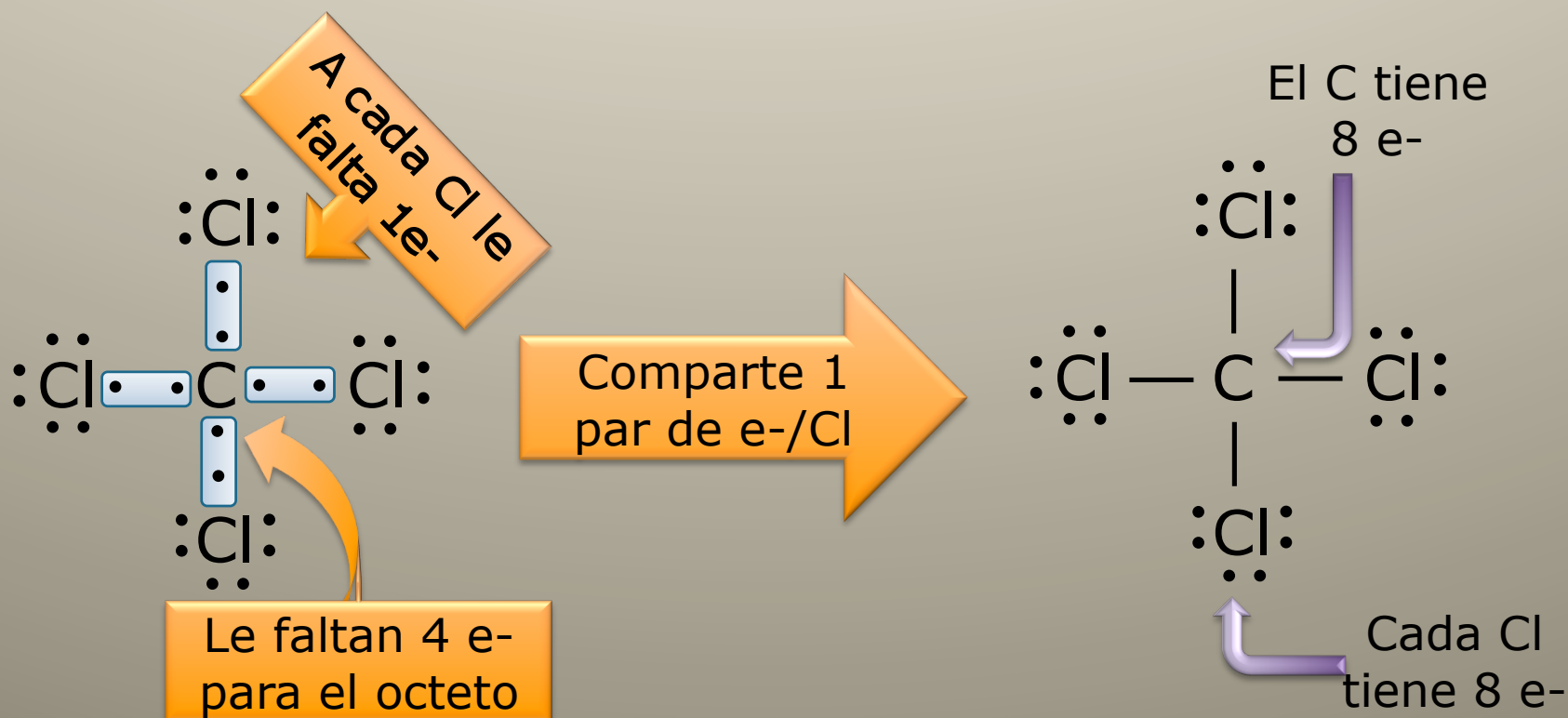


El C tiene 4 e- en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Como cada Cl tiene 7 e- en la capa de valencia, sólo necesita un enlace, y se formarán 4 enlaces sencillos C-Cl.



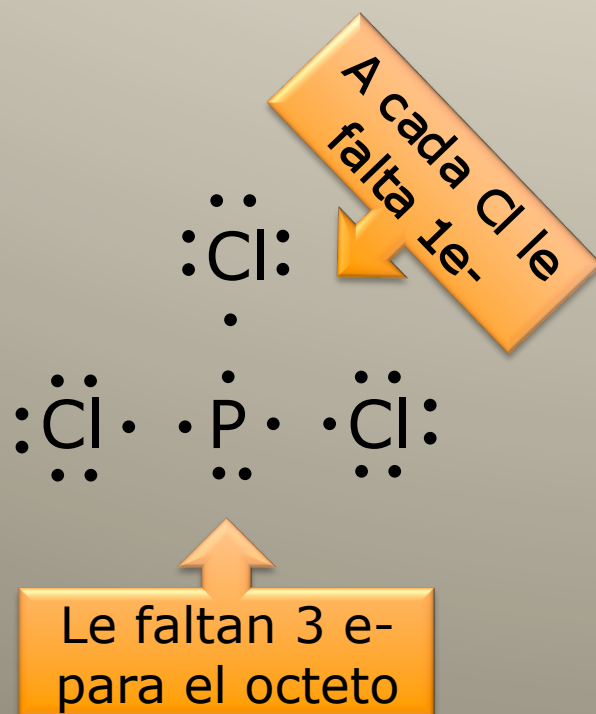


El C tiene 4 e- en la capa de valencia y por tanto necesita 4 enlaces. Como cada Cl tiene 7 e- en la capa de valencia, sólo necesita un enlace, y se formarán 4 enlaces sencillos C-Cl.



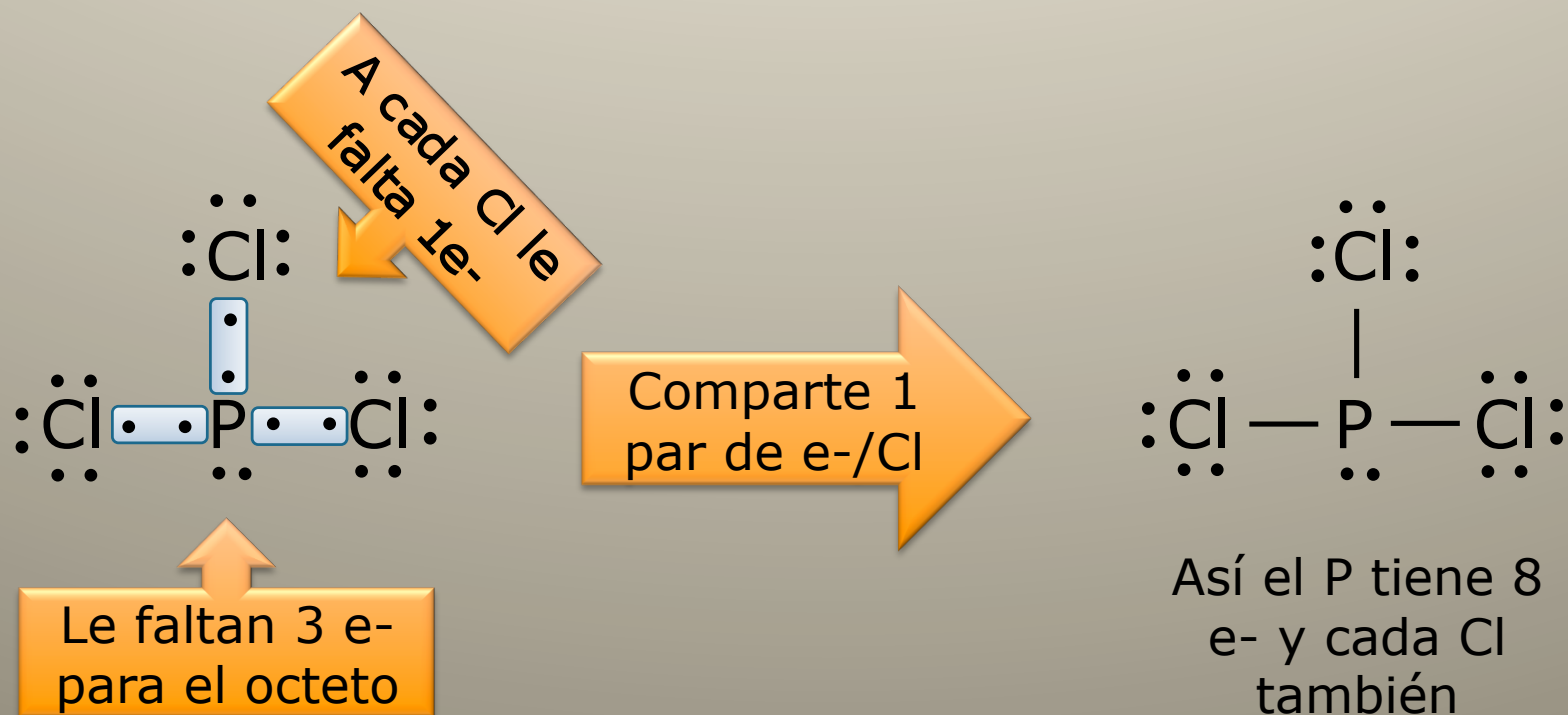


El átomo de P tiene 5 e⁻ en la capa de valencia y, necesita formar tres enlaces para completar el octeto. Por su parte el Cl, como ya vimos, sólo necesita 1 e⁻.



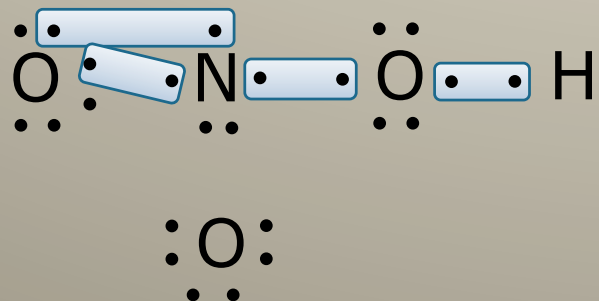
PCl₃

El átomo de P tiene 5 e⁻ en la capa de valencia y, necesita formar tres enlaces para completar el octeto. Por su parte el Cl, como ya vimos, sólo necesita 1 e⁻.





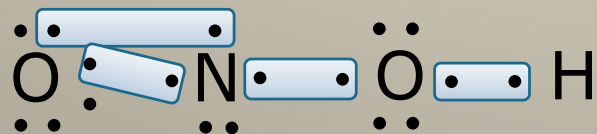
El N tiene 5 e- en la última capa y necesitará 3 enlaces, por eso lo ponemos en el centro. El H sólo necesita 1 y los O necesitan 2 enlaces cada uno. En total disponemos de 24 e-.





El N tiene 5 e⁻ en la última capa y necesitará 3 enlaces, por eso lo ponemos en el centro. El H sólo necesita 1 y los O necesitan 2 enlaces cada uno. En total disponemos de 24 e⁻.

El N ya
tiene 8 e⁻



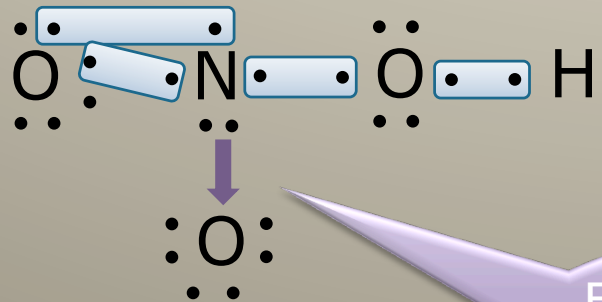
Pero al O aún
le faltan 2 e⁻

El N le cede el
par de e⁻ al O
en un enlace
coordinado

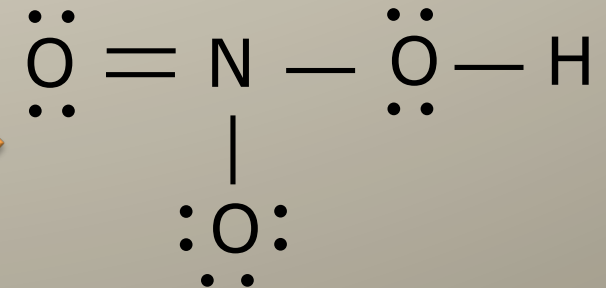


El N tiene 5 e⁻ en la última capa y necesitará 3 enlaces, por eso lo ponemos en el centro. El H sólo necesita 1 y los O necesitan 2 enlaces cada uno. En total disponemos de 24 e⁻.

El N ya
tiene 8 e⁻



4 enlaces, uno de
ellos coordinado



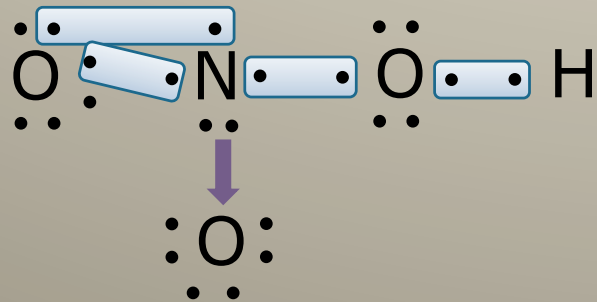
Pero al O aún
le faltan 2 e⁻

El N le cede el
par de e⁻ al O
en un enlace
coordinado



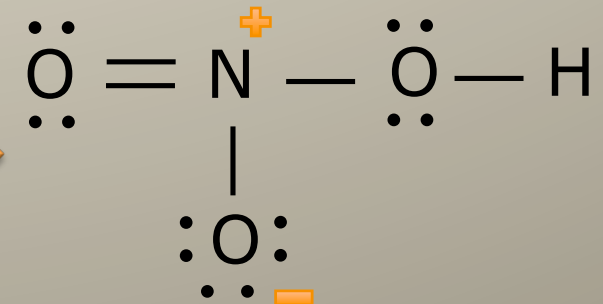
El N tiene 5 e⁻ en la última capa y necesitará 3 enlaces, por eso lo ponemos en el centro. El H sólo necesita 1 y los O necesitan 2 enlaces cada uno. En total disponemos de 24 e⁻.

El N ya
tiene 8 e⁻



Pero al O aún
le faltan 2 e⁻

4 enlaces, uno de
ellos coordinado

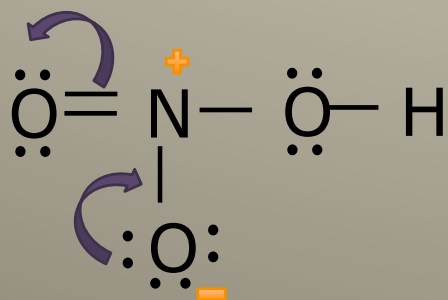


Aparecen cargas sobre los átomos de N y O del enlace coordinado, ya que sus e⁻ de valencia y los e⁻ propios en la molécula no coinciden. La carga neta de la molécula es 0



Este diagrama es sólo una posibilidad, ya que el doble enlace puede estar también dirigido hacia el O inferior (todos los O son equivalentes). Esto se consigue desplazando un par de e⁻ del O inferior para formar el nuevo doble enlace, lo cual obliga a los e⁻ del doble enlace a retirarse sobre el O de la izquierda.

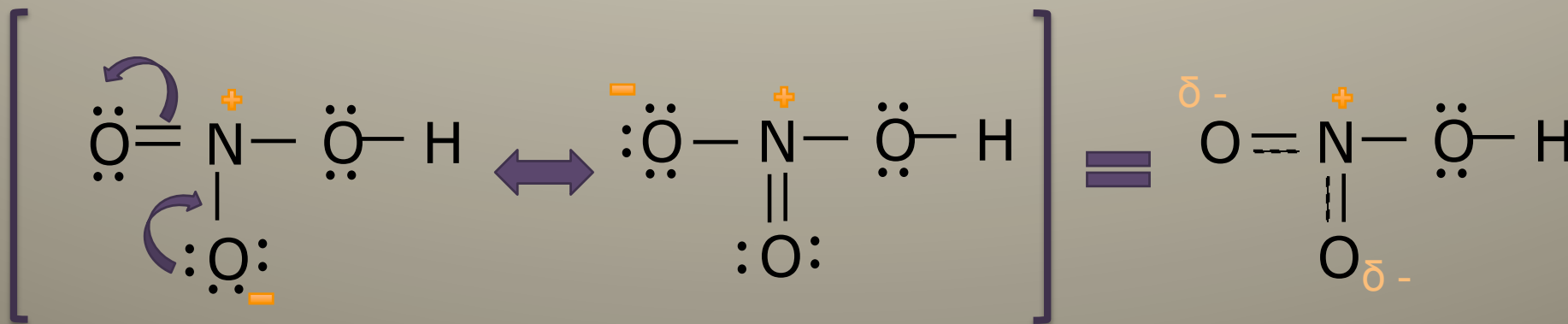
Es el fenómeno de RESONANCIA, que se debe a la circulación de pares de e⁻ a lo largo de la molécula y le da a ésta una estabilidad especial. Hay por tanto varias formas canónicas, pero la estructura real es un intermedio de todas ellas que se llama HÍBRIDO DE RESONANCIA



HNO₃

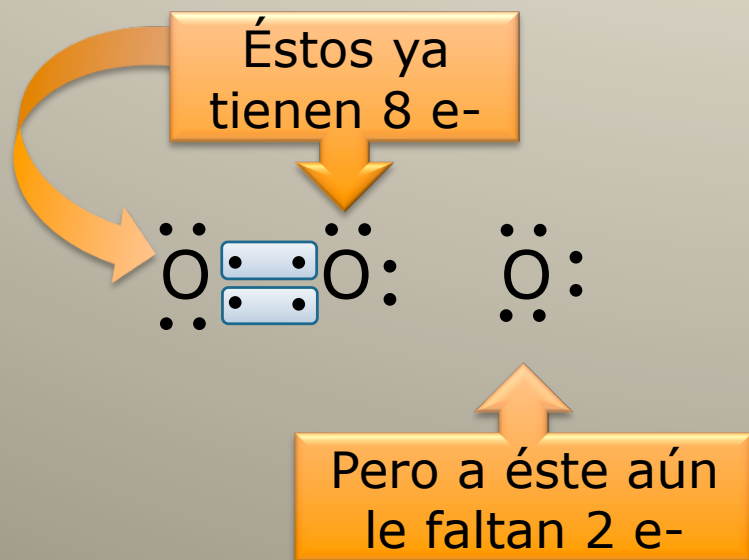
Este diagrama es sólo una posibilidad, ya que el doble enlace puede estar también dirigido hacia el O inferior (todos los O son equivalentes). Esto se consigue desplazando un par de e⁻ del O inferior para formar el nuevo doble enlace, lo cual obliga a los e⁻ del doble enlace a retirarse sobre el O de la izquierda.

Es el fenómeno de RESONANCIA, que se debe a la circulación de pares de e⁻ a lo largo de la molécula y le da a ésta una estabilidad especial. Hay por tanto varias formas canónicas, pero la estructura real es un intermedio de todas ellas que se llama HÍBRIDO DE RESONANCIA



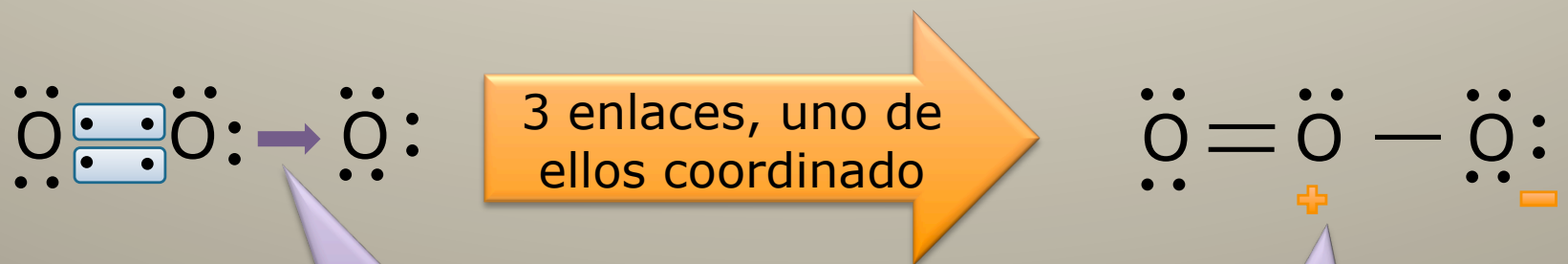


Cada O tiene 6 e⁻ en la capa de valencia, y necesita 2 e⁻ para completarse. Disponemos en total de 18 e⁻.





Cada O tiene 6 e⁻ en la capa de valencia, y necesita 2 e⁻ para completarse. Disponemos en total de 18 e⁻.

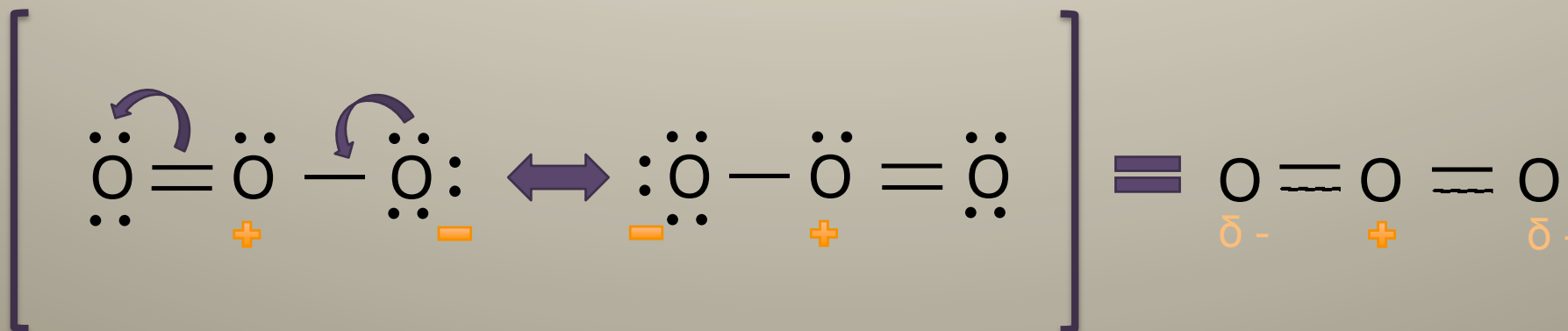


El O central le cede el par de e⁻ en un enlace coordinado

Aparecen cargas ya que los e⁻ de valencia \neq e⁻ propios



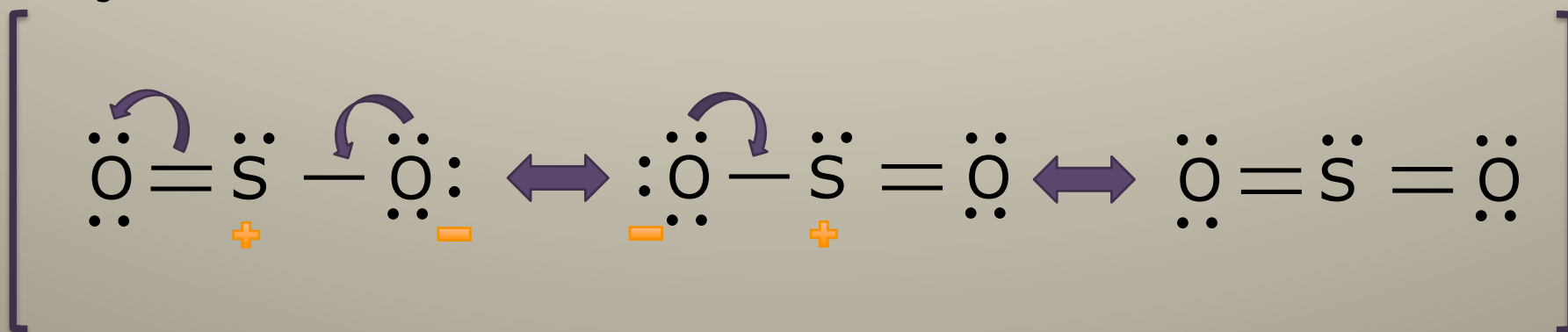
Además también se produce el fenómeno de RESONANCIA. Las formas canónicas y el híbrido de resonancia se muestran a continuación:



SO₂

Sin embargo, los elementos del 3^o período en adelante, por tener orbitales "d" vacíos en la misma capa, pueden admitir más de 8 e⁻. Es lo que se llama OCTETO EXPANDIDO.

Por ello existe otro posible diagrama, que no se podía hacer en el O₃, pero sí con el S, en el cual S tiene 10 e⁻ (el de la dcha.):

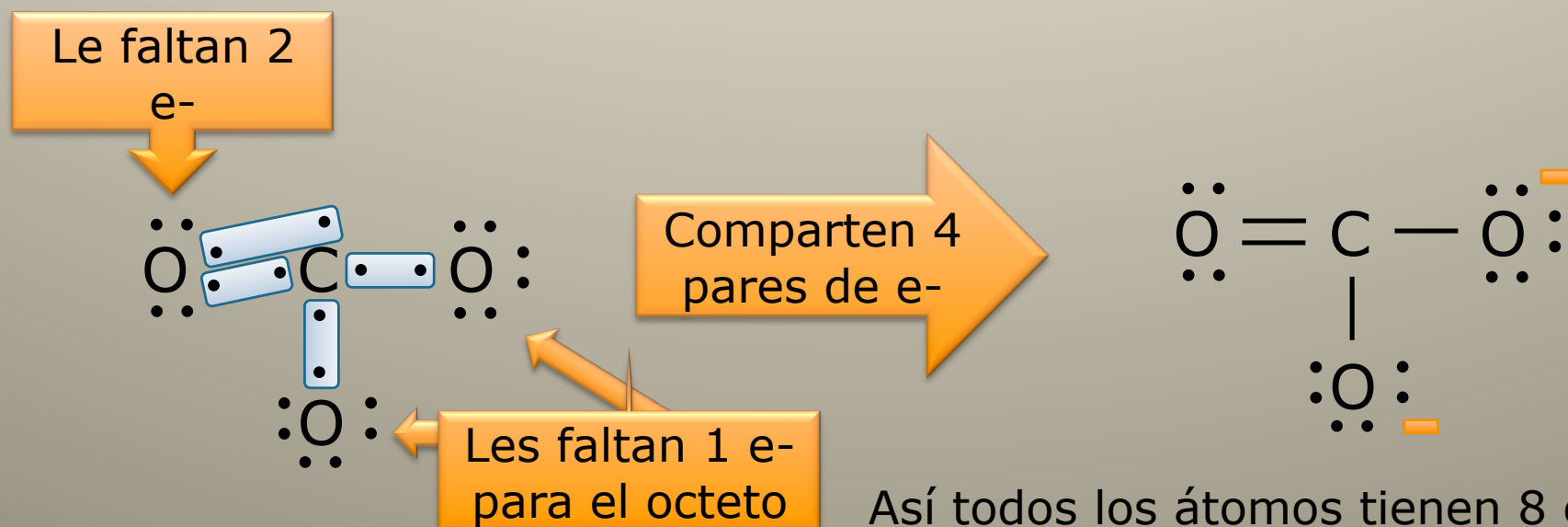


Híbrido de
resonancia



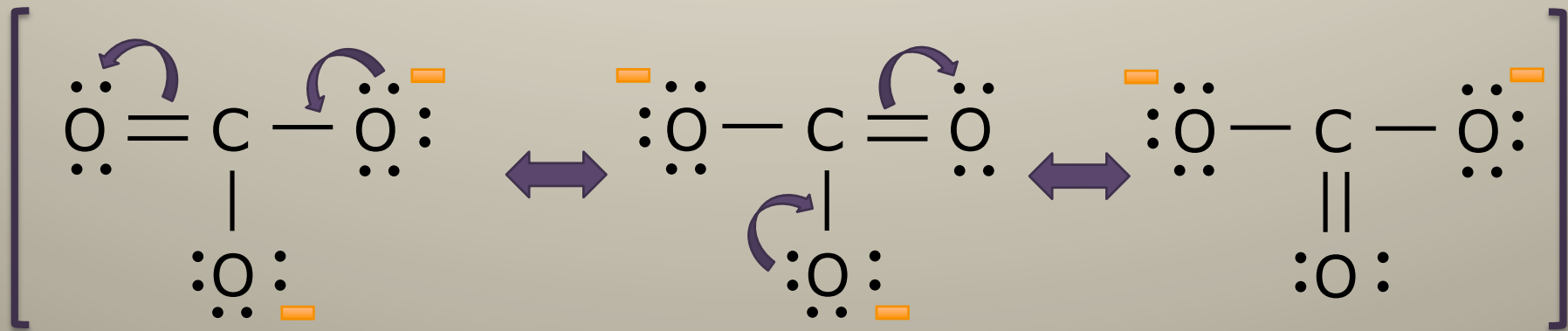


El C necesita 4 e⁻ para completar el octeto. Las dos cargas negativas las llevan dos de los O (una cada uno), de manera que habrá un O con 6 e⁻ y dos con 7 e⁻.

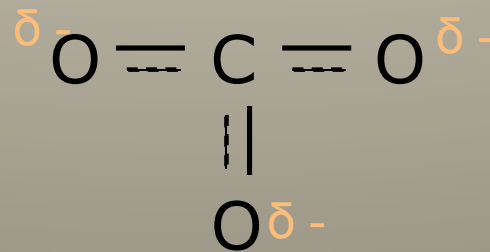




Además se produce el fenómeno de resonancia ya que los e- del doble enlace pueden moverse por la molécula. Las formas canónicas y el híbrido de resonancia son:

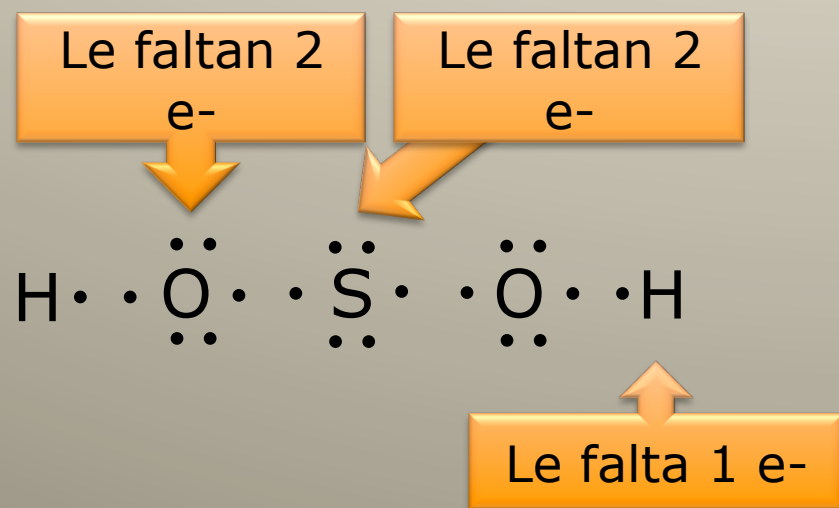


Híbrido de resonancia



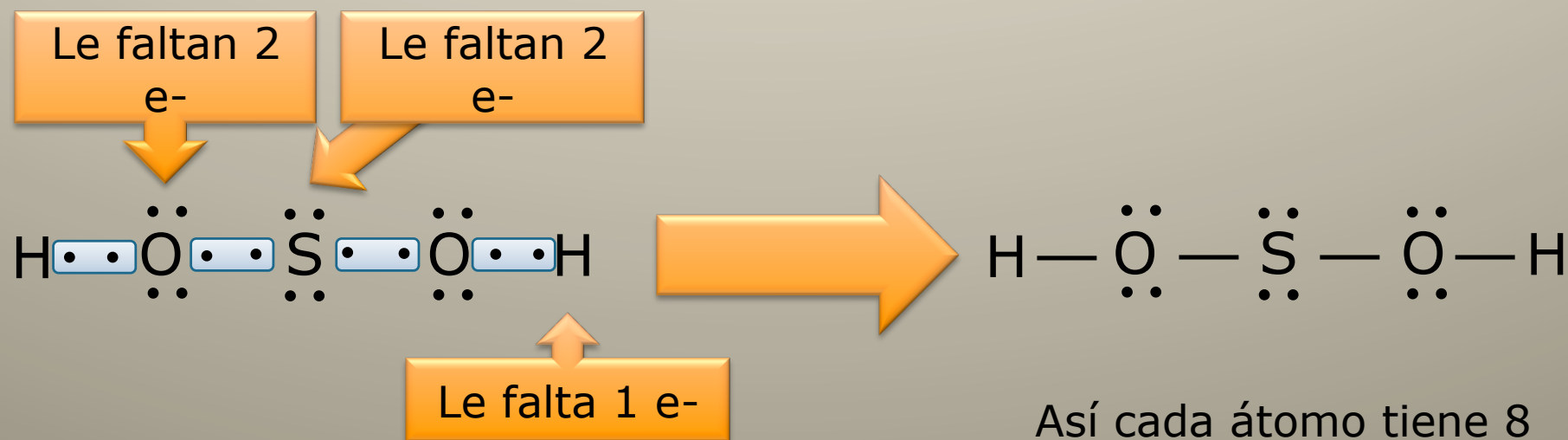


Vimos anteriormente, que el S, por estar en el 3^o período, puede expandir su octeto y admitir más de 8 e⁻. En esta molécula, sin embargo, alcanzará 8 e⁻.





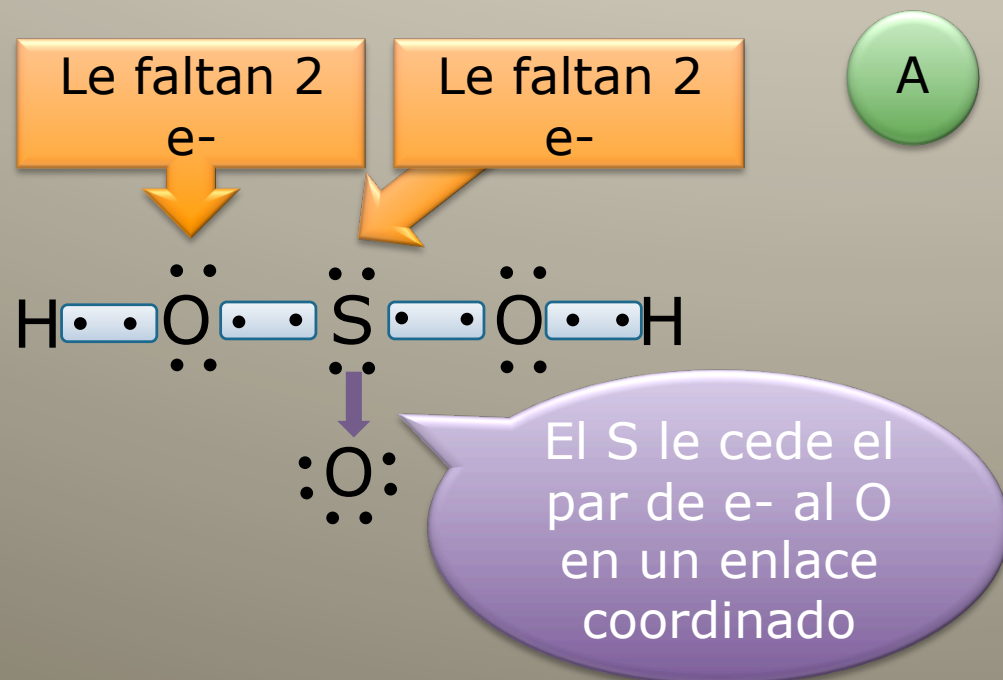
Vimos anteriormente, que el S, por estar en el 2^o período, puede expandir su octeto y admitir más de 8 e⁻. En esta molécula, sin embargo, alcanzará 8 e⁻.



Así cada átomo tiene 8 e⁻ excepto los H que sólo tienen 2.

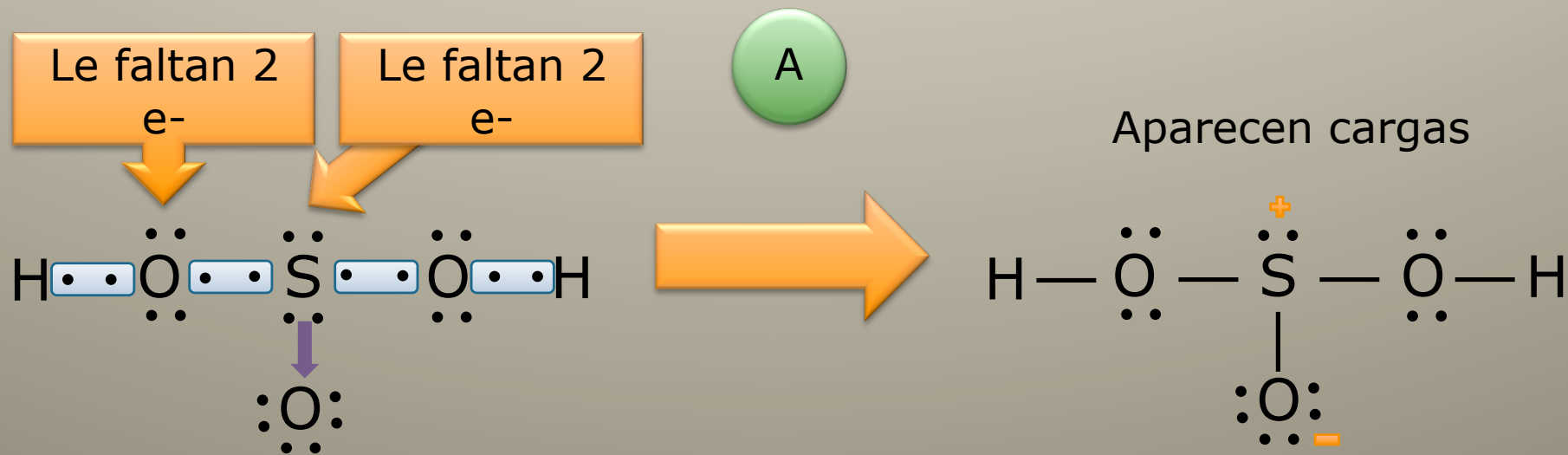


En este caso el S puede enlazar con los O de dos maneras. Por una parte puede formar un enlace covalente coordinado, de manera que aparecen cargas parciales (como se muestra en esta imagen A); Pero también puede expandir el octeto y formar un enlace doble con uno de los O, de manera que quedará rodeado por 10 e⁻ (imagen B).



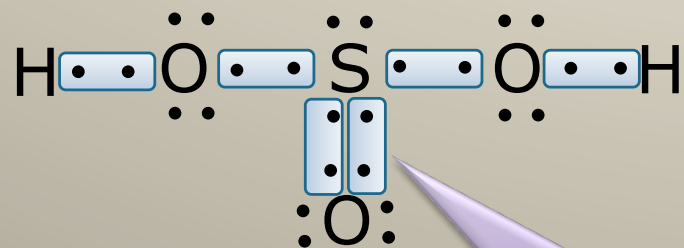


En este caso el S puede enlazar con los O de dos maneras. Por una parte puede formar un enlace covalente coordinado, de manera que aparecen cargas parciales (como se muestra en esta imagen A); Pero también puede expandir el octeto y formar un enlace doble con uno de los O, de manera que quedará rodeado por 10 e⁻ (imagen B).





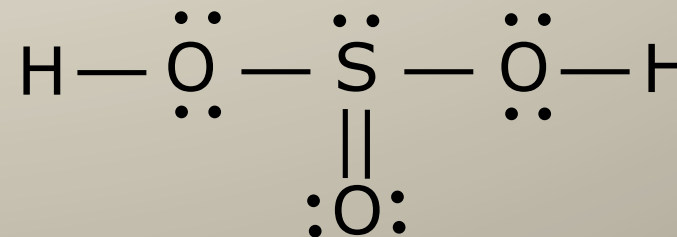
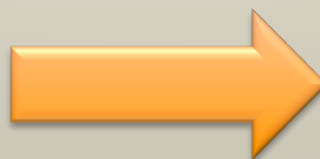
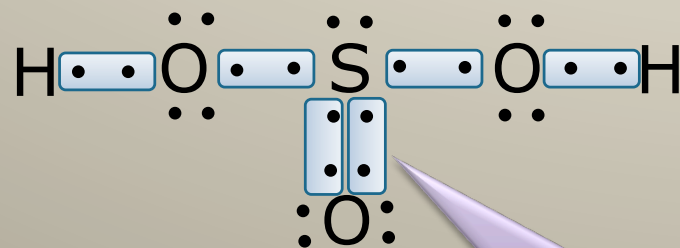
B



Para que el O
llegue a 8 e-
forma enlace
doble con el S



B

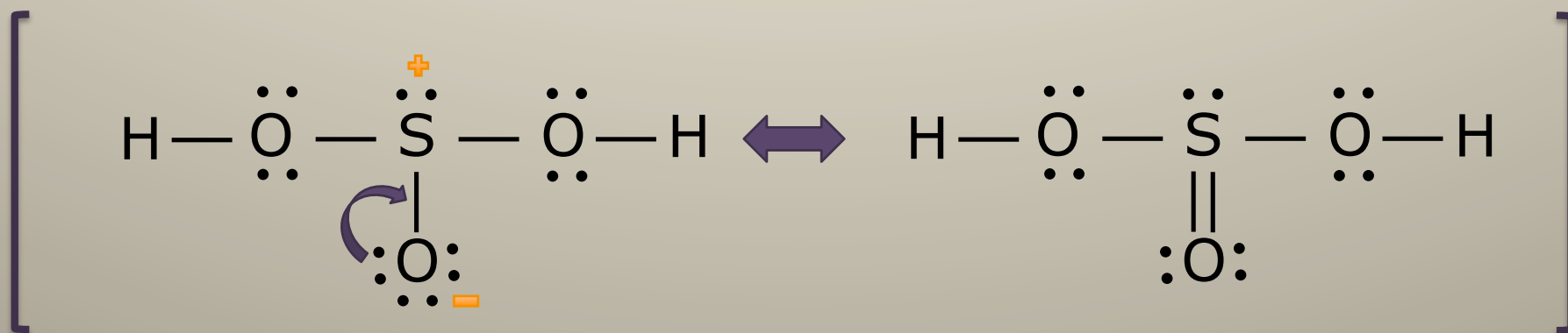


Para que el O
llegue a 8 e-
e forma enlace
doble con el S

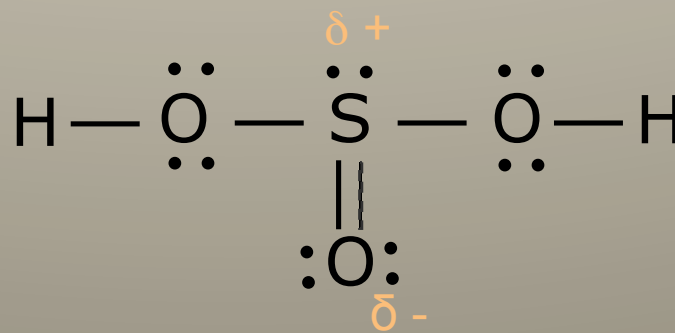
Así los O tienen 8 e-, pero el S tiene 10 e- ya que ha expandido el octeto. Sin embargo no aparecen cargas sobre los átomos, y por eso esta estructura es más favorable.



Realmente, las dos estructuras son posibles, son estructuras canónicas, y el híbrido de resonancia es:



Híbrido de resonancia



FIN