

## UNITAT 4: L'ENLLAÇ COVALENT

**1) DEFINICIÓ:** es dona entre dos elements no metàl·lics, que tenen pocs electrons en la capa de valència. Els àtoms units poden **compartir** fins a tres electrons per completar l'octet electrònic. Formen sòlids covalents o molècules.

### Propietats dels sòlids covalents:

- A T<sup>a</sup> ambient són sòlids que formen xarxes cristal·lines.
- Els punts de fusió i ebullició són molt elevats.
- Són insolubles en aigua.
- Són aïllants.

### Propietats de les substàncies moleculars:

- A T<sup>a</sup> ambient són sòlids, líquids o gasos.
- Els punts de fusió i ebullició són baixos.
- Són solubles en aigua segons la polaritat de la molècula.
- No condueixen el corrent elèctric.
- La relació entre la grandària dels ions positius i la dels ions negatius, determina que s'adopte una configuració o una altra.

**2) OCTET I DIAGRAMES DE LEWIS:** Els àtoms comparteixen els electrons de valència amb l'objectiu de tenir l'estructura del gas nobles més prop ( $ns^2np^6$ ). Es representa l'octet mitjançant els diagrames de Lewis en què un àtom es mostra amb el seu símbol rodejat de punts que indiquen els electrons de valència.

### Com representar una molècula amb estructures de Lewis?

- Es sumen els electrons de valència dels àtoms presents en la molècula (per a un anió es suma un electró per cada càrrega i en un catió es resta).
- Es calcula el nombre d'electrons necessaris per a que cada àtom per separat complete l'octet (es tenen en conter les excepcions).
- Restem els electrons necessaris menys els de valència i es divideix entre 2. El resultat es el nombre d'enllaços en la molècula.
- Es dibuixen els àtoms amb els diagrames de Lewis i s'emparellen els electrons segons els enllaços calculats.

## Casos:

- Enllaç covalent datiu, o coordinat:** té lloc quan és un dels àtoms qui proporciona els dos electrons per a formar l'enllaç i l'altre aporta un orbital buit on posar-los. Es representa a l'estructura de Lewis mitjançant una fletxa amb l'origen en l'àtom que posa els electrons per a l'enllaç (ex. un dels enllaços en  $\text{NH}_4^+$ ).
- Enllaç múltiple:** quan comparteixen dos o tres parells d'electrons (Ordre d'enllaç: nombre de parells d'electrons compartits en una molècula i té valor de 2 en l'enllaç doble i 3 en l'enllaç triple.) Exemples:  $\text{O}_2$  i  $\text{N}_2$
- Octets incomplets:** els àtoms es rodegen de 6 electrons. Exemples B i Al.
- Octets ampliats:** els àtoms es rodegen de més de 8 electrons (no metalls amb orbitals d buits). Exemples S i P.
- Radicals:** Tenen un nombre d'imparell d'electrons. Un dels àtoms no completa el seu octet, quedant amb un electró lliure. Són molt reactius. Exemples NO i  $\cdot\text{CH}_3$
- Estructures de ressonància:** Es dona si es possible escriure més d'una estructura de Lewis per a la mateixa molècula o ió. Exemples  $\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$  i benzè.

**3) GEOMETRIA D'ENLLAÇ:** Determinar com estan orientats els àtoms en l'espai. S'utilitza la TRPECV (teoria de repulsió de parells d'electrons de la capa de valència). Les molècules més estables adquireixen la orientació que provoca menys repulsió de la capa de valència.

- Pars no enllaçants o parells solitaris (PS): no formen enllaç.
- Pars enllaçants (PE): formen enllaç
- De més a menys repulsió: PS-PS > PS-PE > PE-PE

Pars electrons	PE	PS	GEOMETRIA	MOLÈCULA	Exemples
2	2	0	<b>Lineal</b>	$\text{AX}_2$	$\text{BeCl}_2$
3	3	0	<b>Triangular plana</b>	$\text{AX}_3$	$\text{BF}_3$
4	4	0	<b>Tetraèdrica</b>	$\text{AX}_4$	$\text{CH}_4$
4	3	1	<b>Piràmide trigonal</b>	$:\text{AX}_3$	$\text{NH}_3$
4	2	2	<b>Angular</b>	$:\ddot{\text{A}}\text{X}_2$	$\text{H}_2\text{O}$
5	5	0	<b>Bipiràmide trigonal</b>	$\text{AX}_5$	$\text{PCl}_5$
6	6	0	<b>Octaèdrica</b>	$\text{AX}_6$	$\text{SF}_6$

**4) POLARITAT:** Un enllaç es apolar quan els dos àtoms són iguals. Un enllaç és polar quan els àtoms units tenen diferent EN (el par d'electrons de l'enllaç està desplaçat cap al més electronegatiu).

En una molècula la separació de càrregues crea un moment dipolar ( $\mu$ ) en cada enllaç que es representa com una fletxa cap a l'àtom més electronegatiu. Quan una molècula està formada per enllaços d'igual polaritat i a més es simètrica (els  $\mu$  s'anul·len) diguem que és APOLAR, però quan no s'anul·len diguem que la molècula és POLAR.

## FORCES INTERMOLECULARS

Tenen lloc entre molècules, i podem distingir-ne:

**PONTS D'HIDROGEN:** Apareix entre molècules polars que tenen un àtom d'hidrogen i un àtom molt xicotet i electronegatiu (N,O,F). Les substàncies que presenten aquest tipus d'enllaç tenen els punts de fusió i ebullició són més alts, del que caldria esperar. (Exemple:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , HF).

**FORCES DE VAN DER WAALS:** Són interaccions de tipus dèbil entre àtoms i entre molècules (més dèbils que els ponts d'hidrogen), forces de cohesió, és a dir, atractives; actuen en tots els àtoms i molècules, independentment que hi haja altres forces presents. Podem distingir-ne de tres tipus:

- 1. Interaccions dipols permanent—dipols permanent:** es produeixen entre molècules que presenten una polaritat permanent a causa de la diferent EN dels àtoms que la formen.
- 2. Interaccions dipols permanent—dipols induït:** En aproximar-se una molècula polar el temps suficient a una molècula no polar pot induir el desplaçament del núvol electrònic, i per tant, resultar aquesta molècula (apolar) polaritzada de forma induïda.
- 3. Interaccions dipols instantani—dipols induït instantàniament:** apareixen tant en molècules polars com en apolars, i sempre són atractives. Per un instant, el núvol d'electrons es pot trobar lleugerament desplaçat respecte al nucli positiu, originant-se de forma instantània un dipols, però el temps suficient per a induir un dipols en les molècules veïnes, i per tant, donar-se entre aquests una força d'atracció. La interacció augmenta amb la massa molecular, ja que les molècules més gran tenen més electrons.