

EXERCICIS RESOLTS ENLLAÇ QUÍMIC 2n BATXILLERAT

Enllaç iònic

1. Dedueix l'electrovalència dels elements següents a partir de les seves configuracions electròniques: a) Be; b) O; c) Cl; d) K; e) S; f) Mg.

L'electrovalència o valència iònica és el nombre d'electrons que guanya (valència iònica negativa) o perd (valència iònica positiva) un àtom per assolir configuració electrònica de gas noble. Per tant:

Be (Z=4) $1s^2 2s^2$ té tendència a perdre 2 electrons. Electrovalència: +2

O (Z=8) $1s^2 2s^2 2p^4$ té tendència a guanyar 2 electrons. Electrovalència: -2

Cl (Z=17) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ té tendència a guanyar 1 electró. Electrovalència: -1

K (Z=19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ té tendència a perdre 1 electró. Electrovalència: +1

S (Z=16) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ té tendència a guanyar 2 electrons. Electrovalència: -2

Mg (Z=12) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ té tendència a perdre 2 electrons. Electrovalència: +2

2. Assenyala quins dels compostos següents es formen amb enllaços iònics: a) CO; b) Cl₂; c) HBr; d) H₂S; e) MgO.

Les substàncies que presenten enllaços iònics són aquelles que estan formades per àtoms metàl·lics i no metàl·lics, en aquest cas només l'òxid de magnesi.

3. Determina en quines d'aquestes substàncies es poden produir enllaços iònics: neó, aigua, etanol (CH₃CH₂OH), silici, clorur de sodi, alumini, bromur de calci, clorat potàssic.

Les substàncies que presenten enllaços iònics són aquelles que estan formades per àtoms metàl·lics i no metàl·lics, en aquest cas el clorur de sodi, bromur de calci i clorat potàssic.

4. Escribe la fórmula empírica dels compostos iònics formats per aquests parells d'elements:

a) K i F; b) Mg i O; c) Ca i Br; d) Al i Cl; e) Na i S

a) *K (Z=19) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ té tendència a perdre un electró per assolir configuració electrònica de gas noble, per tant formarà l'ió K^+ .*

F (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$ té tendència a guanyar un electró per assolir configuració electrònica de gas noble, per tant formarà l'ió F^- .

La unió dels ions K^+ i F^- dona lloc al compost de fórmula empírica KF.

b) *Mg (Z=12) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ té tendència a perdre dos electrons per assolir configuració electrònica de gas noble, per tant formarà l'ió Mg^{2+} .*

O (Z=8) $1s^2 2s^2 2p^4$ té tendència a guanyar dos electrons per assolir configuració electrònica de gas noble, per tant formarà l'ió O^{2-} .

La unió dels ions Mg^{2+} i O^{2-} dona lloc al compost de fórmula empírica MgO.

5. Els elements A, B, C i D tenen nombres atòmics 8, 9, 10 i 12, respectivament. Quins compostos iònics poden formar? Quines fórmules químiques tindran aquests compostos?
6. Els elements A, B, C, D i E tenen nombres atòmics 17, 10, 8, 20 i 11, respectivament. Quins compostos iònics poden formar? Quines fórmules químiques tindran aquests compostos?

A ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ es tracta d'un no metall ja que té tendència a guanyar 1 electró (electrovalència -1).

B ($Z=10$) $1s^2 2s^2 2p^6$ es tracta d'un gas noble, aquests elements no formen enllaços ja que tenen una configuració electrònica estable.

C ($Z=8$) $1s^2 2s^2 2p^4$ es tracta d'un no metall ja que té tendència a guanyar 2 electrons (electrovalència: -2).

D ($Z=20$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ es tracta d'un metall ja que té tendència a perdre 2 electrons. (electrovalència: +2).

E ($Z=11$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ es tracta d'un metall ja que té tendència a perdre 1 electró (electrovalència: +1).

Els compostos iònics es formen per la unió d'un metall amb un no metall, per tant els compostos iònics que es formaran i les fórmules corresponents són:

Compost format per A i D de fórmula DA_2

Compost format per A i E de fórmula EA

Compost format per C i D de fórmula DC

Compost format per C i E de fórmula E_2C

7. Calcula l'energia reticular del bromur de potassi a partir de les següents dades:

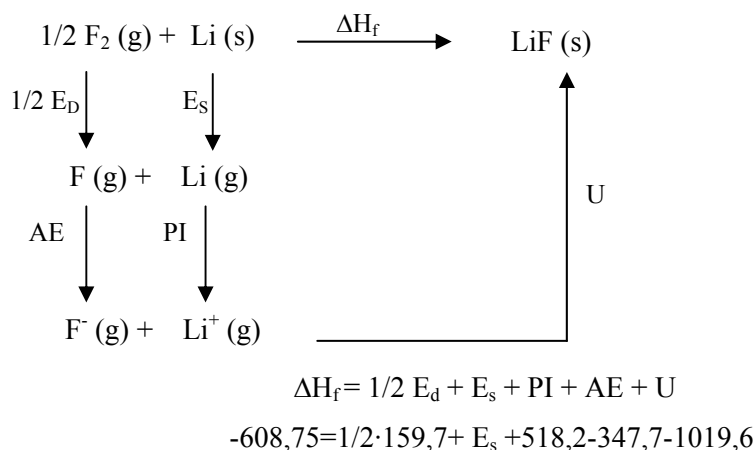
- Entalpia de formació del bromur de potassi = -391,7 kJ/mol
- Afinitat electrònica del brom = -337,3 kJ/mol
- Potencial d'ionització del potassi = 418 kJ/mol
- Calor de sublimació del potassi = 89,9 kJ/mol
- Energia de dissociació del brom molecular = 223,2 kJ/mol

R: -673,9 kJ/mol

8. Calcula l'energia de sublimació del liti a partir de les següents dades:

- Entalpia de formació del fluorur de liti = -608,75 kJ/mol
- Afinitat electrònica del fluor = -347,7 kJ/mol
- Potencial d'ionització del liti = 518,2 kJ/mol
- Energia de xarxa del fluorur de liti = -1019,6 kJ/mol
- Energia de dissociació del fluor molecular = 159,7 kJ/mol

R: 160,5 kJ/mol

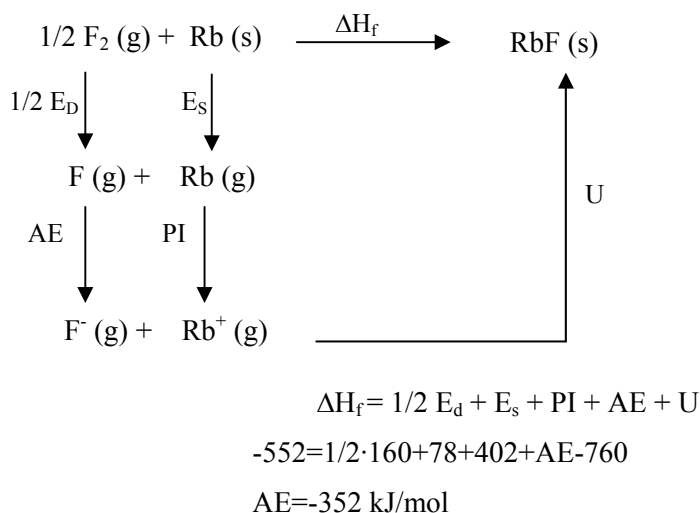


$$E_s = 160,5 \text{ kJ/mol}$$

9. Calcula l'afinitat electrònica del fluor a partir de les dades següents:

- a) Entalpia de formació del fluorur de rubidi = -552 kJ/mol
- b) Calor de sublimació del rubidi = 78 kJ/mol
- c) Potencial d'ionització del rubidi = 402 kJ/mol
- d) Energia de xarxa del fluorur de rubidi = -760 kJ/mol
- e) Energia de dissociació del fluor molecular = 160 kJ/mol

R: -352 kJ/mol



10. Assenyala el compost més soluble en aigua: iodur de rubidi; sulfur de magnesi.

11. Ordena aquestes substàncies per ordre creixent de les seves temperatures de fusió:

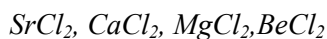
- a) Clorur de beril·li; clorur de magnesi; clorur de calci; clorur d'estronci
- b) Clorur de sodi; fluorur de liti; sulfur de calci; iodur d'estronci
- c) Fluorur d'estronci; clorur d'estronci; bromur d'estronci; iodur d'estronci

a) Tots aquests compostos són compostos iònics. Per als compostos iònics com més gran és l'energia reticular més estable és el compost i per tant major és el seu punt de fusió.

L'energia reticular augmenta a mesura que augmenten les càrregues dels ions ($q_1 \cdot q_2$) i a mesura que disminueix la distància interiònica (d_o).

$$U = k \frac{q_1 q_2}{d_o}$$

El producte de les càrregues iòniques d'aquests compostos és el mateix ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 2 = 2$), per tant, com menor sigui la distància interiònica (d_o) més gran és l'energia reticular i major punt de fusió té el compost. Com es compleix que: $d_o \text{ BeCl}_2 < d_o \text{ MgCl}_2 < d_o \text{ CaCl}_2 < d_o \text{ SrCl}_2$ l'ordre creixent dels seus punts de fusió és:



12. Ordena per ordre creixent:

- a) de temperatura de fusió: fluorur de sodi; bromur de potassi

- b) solubilitat en aigua: iodur de cesi; òxid de calci
c) Duresa: òxid de beril·li; òxid de magnesi

a) El NaF i el KBr són compostos iònics. Per als compostos iònics com més gran és l'energia reticular més estable és el compost i per tant major és el seu punt de fusió.

L'energia reticular augmenta a mesura que augmenten les càrregues dels ions ($q_1 \cdot q_2$) i a mesura que disminueix la distància interiònica (d_o).

$$U = k \frac{q_1 q_2}{d_o}$$

El producte de les càrregues iòniques del dos compostos és el mateix ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 1 = 1$), per tant, com menor sigui la distància interiònica (d_o) més gran és l'energia reticular i major punt de fusió té el compost. Com es compleix que: $d_o \text{ NaF} < d_o \text{ KBr}$, el NaF té una energia reticular més elevada que el KBr i per tant un major punt de fusió. Ll'ordre creixent dels seus punts de fusió és:

KBr, NaF

b) El CsI i el CaO són compostos iònics. Per als compostos iònics com més gran és l'energia reticular més estable és el compost i per tant menor és la seva solubilitat en aigua.

L'energia reticular augmenta a mesura que augmenten les càrregues dels ions ($q_1 \cdot q_2$) i a mesura que disminueix la distància interiònica (d_o).

$$U = k \frac{q_1 q_2}{d_o}$$

El producte de les càrregues iòniques del CaO ($q_1 \cdot q_2 = 2 \cdot 2 = 4$) és major que del CsI ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 1 = 1$); per altra banda la distància interiònica del CaO és menor que la corresponent al CsI; per tant, l'energia reticular del CaO és major que la del CsI i en conseqüència el CaO és menys soluble en aigua que el CsI. L'ordre creixent de solubilitat és:

CaO, CsI

c) El BeO i el MgO són compostos iònics. Per als compostos iònics com més gran és l'energia reticular més estable és el compost i per tant major és la seva duresa.

L'energia reticular augmenta a mesura que augmenten les càrregues dels ions ($q_1 \cdot q_2$) i a mesura que disminueix la distància interiònica (d_o).

$$U = k \frac{q_1 q_2}{d_o}$$

El producte de les càrregues iòniques del dos compostos és el mateix ($q_1 \cdot q_2 = 2 \cdot 2 = 4$), per tant, com menor sigui la distància interiònica (d_o) més gran és l'energia reticular i més dur és el compost. La distància interiònica del BeO és menor que la corresponent al MgO; per tant, l'energia reticular del BeO és major que la del MgO i en conseqüència el BeO és més dur que el MgO. L'ordre creixent de duresa és:

BeO, MgO

13. Ordena aquests compostos per ordre creixent dels seus punts de fusió: LiF; RbI; KCl

14. Explica com varia la solubilitat en aquests compostos:

	CaO	MgS	CdS
d_o (Å)	2,39	2,49	2,81

15. Indica quin d'aquests compostos iònics és més estable:

Compost	RbF	LiF	RbI	KCl
U (kJ/mol)	760	1019,6	613	679,9

L'energia reticular és una mesura de l'estabilitat d'un compost iònic (és l'energia despresada quan es forma un mol de compost iònic a partir dels corresponents ions en estat gasós) de tal forma que quan major és l'energia reticular més estable és el compost. Segons això, el LiF és el compost més estable.

16. Identifica les propietats que té el compost AB_2 , que és un sòlid iònic:

- a) Conduïx l'electricitat en estat sòlid.
- b) Té els punts de fusió i ebullició alts.
- c) És soluble en dissolvents polars.
- d) En el reticle hi ha àtoms.

17. Determina la característica que no és pròpia dels compostos iònics:

- a) Són sòlids.
- b) El punt de fusió és més alt com més gran és l'energia.
- c) Les dissolucions són conductores.
- d) Els ions es mantenen units perquè el compost té més energia que els ions.

18. Un enllaç iònic es forma:

- a) Entre dos metalls.
- b) Entre dos no-metalls.
- c) Entre elements amb baixa energia d'ionització.
- d) En estat gasós.
- e) Entre ions positius i negatius.
- f) Entre àtoms.

Un enllaç iònic és la força d'atracció entre ions de signe contrari, entre un catió i un anió, per tant la resposta correcta és l'e) Entre ions positius i negatius.

19. Indica quines d'aquestes afirmacions són falses:

- a) El coure és iònic perquè conduïx l'electricitat.
- b) La plata és iònica perquè té un punt de fusió molt alt.
- c) Un compost iònic es dissol en dissolvents polars.
- d) En un compost iònic, tots els ions tenen la mateixa càrrega.
- e) El diamant és un cristall, per tant és iònic.
- f) El sucre és soluble en aigua, per tant és iònic.
- g) Els compostos iònics són durs i trencadissos.

- a) *L'afirmació és falsa, el coure és un compost metàl·lic i com a tal condueix l'electricitat en qualsevol estat de la matèria.*
- b) *L'afirmació és falsa, la plata és un compost metàl·lic i té un punt de fusió molt alt ja que per fondre cal debilitar l'enllaç metàl·lic que és molt fort.*
- c) *L'afirmació és certa, un compost iònic es dissol en dissolvents polars perquè els anions del compost iònic interactuen amb la part positiva dels dipols del dissolvent i els cations del compost iònic interactuen amb la part negativa dels dipols del dissolvent. Aquestes interaccions poden ser més fortes que l'enllaç iònic i quan això ocorre el compost iònic es dissol.*
- d) *Fals, un compost iònic està format per anions i cations. L'atracció entre ions de distint signe és l'enllaç iònic.*
- e) *Fals, el diamant sí és un cristall però es tracta d'una xarxa covalent.*
- f) *Fals, el sucre és soluble en aigua però és un compost molecular format per molècules polars.*
- g) *L'afirmació és certa, són durs perquè ratllar suposa rompre els enllaços iònics que són forts. Són trencadissos perquè al aplicar una força moderada es produeix un desplaçament d'una capa d'ions sobre un altra, els ions del mateix signe s'acosten entre si, això origina repulsions entre ells i per tant la ruptura del cristall.*

20. Determina quines d'aquestes afirmacions són certes:

En els enllaços iònics:

- Les energies d'ionització són elevades.
- Com més gran és l'energia reticular, més estable és la xarxa cristal·lina.
- Les electronegativitats dels àtoms són petites.
- Els cations tenen menys volum que els àtoms de què provenen.

Les afirmacions que són certes són la segona i la quarta.

21. Quina de les següents afirmacions és falsa?

- a) El clorur de potassi és més soluble en aigua que el clorur de sodi.
 - b) El punt de fusió del iodur de potassi és menor que el del fluorur de liti.
 - c) Els cristalls de clorur de sodi i clorur de calci no són conductors del corrent elèctric.
 - d) L'òxid de calci té un punt de fusió menor que el fluorur de liti.
- a) Aquesta afirmació és vertadera. El KCl i el NaCl són compostos iònics. Per als compostos iònics com més gran és l'energia reticular més estable és el compost i per tant menys soluble és el compost en aigua.*
- L'energia reticular augmenta a mesura que augmenten les càrregues dels ions ($q_1 \cdot q_2$) i a mesura que disminueix la distància interiònica (d_0).*

$$U = k \frac{q_1 q_2}{d_0}$$

El producte de les càrregues iòniques del dos compostos és el mateix ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 1 = 1$), per tant, com menor sigui la distància interiònica (d_0) més gran és l'energia reticular i menys soluble és el compost. Com $d_0 \text{ NaCl} < d_0 \text{ KCl}$, el NaCl té una energia reticular més elevada que el KCl i per tant el NaCl és menys soluble en aigua que el KCl.

b) Aquesta afirmació és vertadera. Ambdós són composts iònic i per aquests tipus de composts com major és l'energia reticular més estable és el compost, el que implica major punt de fusió. L'energia reticular del LiF és major que la del KI, ja que la distància interiònica del LiF és menor que la del KI; el producte de càrregues és el mateix per ambdós ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 1 = 1$).

c) Aquesta afirmació és vertadera. Una substància condueix el corrent elèctric si posseeix càrregues en moviment. Els cristalls de clorur de sodi i el clorur de calci tenen ions però es troben fixos.

d) Aquesta afirmació és falsa. L'òxid de calci té un punt de fusió major que el fluorur de liti ja que té major energia reticular. L'energia reticular augmenta amb el producte de les càrregues iòniques i el CaO té major producte de càrregues ($q_1 \cdot q_2 = 2 \cdot 2 = 4$) que el LiF ($q_1 \cdot q_2 = 1 \cdot 1 = 1$).

Enllaç covalent: diagrama de Lewis

22. Representa les molècules següents amb estructures de Lewis:

a) oxigen; b) clorur d'hidrogen; c) HOCl; d) monòxid de nitrogen; e) cianur d'hidrogen; f) diòxid de sofre; g) triclorur d'arsenic; h) trifluorur de bor; i) hexafluorur de sofre; j) pentafluorur de iode; k) etí; l) metà; m) triclorometà

23. Escribe les estructures de Lewis de les següents espècies químiques:

a) àcid perclòric; b) àcid bròmic; c) àcid carbònic; d) àcid nítric; e) ió fosfat; f) ió nítrat; g) ió cianur; h) ió hipoclorit; i) ió sulfat; j) ió nitrit; k) ió carbonat

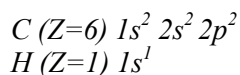
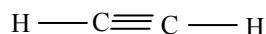
Enllaç covalent: geometria molecular

24. Prediu la geometria de les següents molècules i ions:

a) etí; b) trifluorur de bor; c) tribromur de bismut; d) trifluorur de fòsfor; e) ió amoni f) BF_4^- ; g) sulfur d'hidrogen

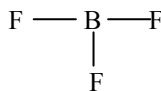
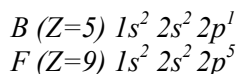
a) etí

El diagrama de Lewis de l'etí és:

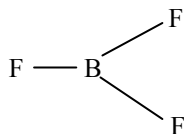


Cada àtom de carboni té 4 parells d'electrons en la capa de valència, però en relació a la seva geometria només ocupen dos posicions i segons la TRPECV la forma de minimitzar les repulsions entre els parells d'electrons és que la molècula sigui **lineal**.

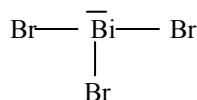
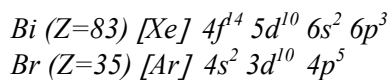
b) trifluorur de bor: BF_3



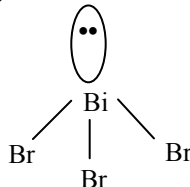
Segons la TRPECV els tres parells d'electrons de valència del bor s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si els tres parells d'electrons es disposen formant angles de 120° ; per tant la **geometria de la molècula és triangular plana** i l'angle F-B-F és de 120° .



c) tribromur de bismut: BiBr_3

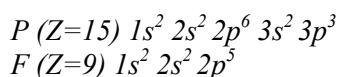


Segons la TRPECV els quatre parells d'electrons de valència del bismut s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si la distribució dels quatre parells d'electrons és tetraèdrica; per tant la **geometria de la molècula és piràmide trigonal**.

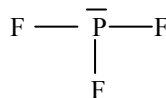


El parell d'electrons no compartit del bismut exerceix més repulsió sobre els altres parells d'electrons degut a que estan sota la influència d'un sol nucli (del bismut) i per tant estan més dispersos. Això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si i per tant l'angle Br-Bi-Br serà inferior a $109,5^\circ$.

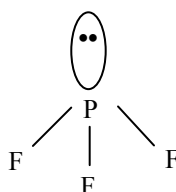
d) trifluorur de fòsfor: PF_3



El diagrama de Lewis és:

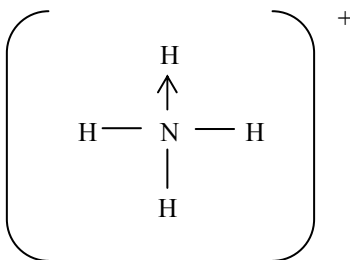
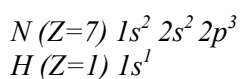


Segons la TRPECV els quatre parells d'electrons de valència del fòsfor s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si la distribució dels quatre parells d'electrons és tetraèdrica; per tant la **geometria de la molècula és piràmide trigonal**.

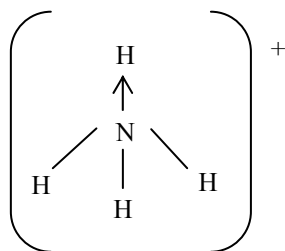


El parell d'electrons no compartit del fòsfor exerceix més repulsió sobre els altres parells d'electrons degut a que estan sota la influència d'un sol nucli (del fòsfor) i per tant estan més dispersos. Això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si i per tant l'angle F-P-F serà inferior a $109,5^\circ$.

e) ió amoni: NH_4^+

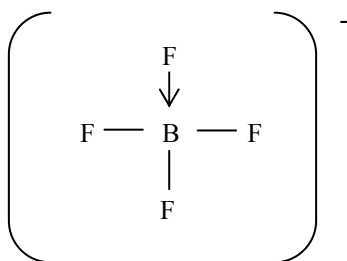


Segons la TRPECV els quatre parells d'electrons de valència del nitrogen s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si la distribució dels quatre parells d'electrons és tetraèdrica; per tant **la geometria de la molècula és tetraèdrica** i l'angle H-N-H és de $109,5^\circ$.

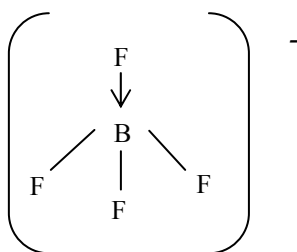


f) BF_4^-

B (Z=5) $1s^2 2s^2 2p^1$
F (Z=9) $1s^2 2s^2 2p^5$

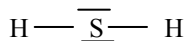


Segons la TRPECV els quatre parells d'electrons de valència del bor s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si la distribució dels quatre parells d'electrons és tetraèdrica; per tant **la geometria de la molècula és tetraèdrica** i l'angle F-B-F és de $109,5^\circ$.



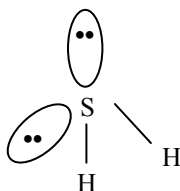
g) Sulfur d'hidrogen H_2S

El diagrama de Lewis del H_2S és:



S (Z=16) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
H (Z=1) $1s^1$

Segons la TRPECV els quatre parells d'electrons de valència del sofre s'orienten a l'espai de manera que la repulsió entre ells sigui mínima. Això passa si la distribució dels quatre parells d'electrons és tetraèdrica; per tant **la geometria de la molècula és angular**.



La TRPECV suposa que els parells d'electrons no compartits del sofre exerceixen més repulsió sobre els altres parells d'electrons degut a que estan sota la influència d'un sol nucli (el sofre) i per tant estan més dispersos. Això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si i per tant l'angle H-S-H serà inferior a $109,5^\circ$.

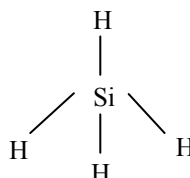
25. Les molècules NF_3 i BF_3 tenen fórmules moleculars semblants (XF_3) però tenen geometria molecular diferent. Descriu la geometria de cada molècula i explica la causa de les diferències observades.
26. Prediu la geometria de les següents molècules: a) fosfina; b) silà; c) òxid de clor (I); d) triflorur de nitrogen; e) tribromur de bor; f) clorur de beril·li; g) hidrogen; h) oxigen; i) nitrògen; j) formaldehid; k) àcid fòrmic; l) pentaclorur de fòsfor; m) hexafluorur de sofre; n) pentafluorur de iode.

Per predir la geometria d'aquestes molècules utilitzarem la teoria de repulsions entre els parells d'electrons de la capa de valència (TRPECV) que estableix que els parells d'electrons de la capa de valència de l'àtom central es disposen a l'espai el més lluny possible els uns dels altres amb el fi de minimitzar les repulsions entre ells. Segons això tenim:

b) silà SiH_4 :

$\text{Si} (Z=14) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

$\text{H} (Z=1) 1s^1$

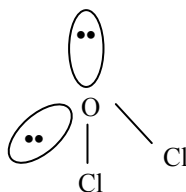


La distribució dels quatre parells d'electrons de valència del Si és tetraèdrica; per tant la geometria de la molècula és tetraèdrica i l'angle H-Si-H és de $109,5^\circ$.

c) Cl_2O

$\text{Cl} (Z=17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

$\text{O} (Z=8) 1s^2 2s^2 2p^4$



La distribució dels 4 parells d'electrons de valència de l'oxigen és tetraèdrica i per tant la geometria de la molècula és angular. L'angle d'enllaç Cl-O-Cl és inferior a $109,5^\circ$ perquè l'oxigen té 2 parells d'electrons sense compartir que repeleixen amb més intensitat els parells d'electrons que formen enllaç, això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si disminuint l'angle d'enllaç.

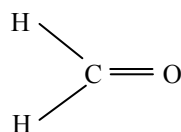
f) BeCl_2

$\text{Be} (Z=4) 1s^2 2s^2$

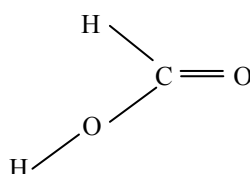
$\text{Cl} (Z=17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



La distribució dels 2 parells d'electrons de valència del beril·li és lineal i per tant la geometria de la molècula és lineal. L'angle d'enllaç Cl-Be-Cl és 180° .

j) Formaldehid HCOH $\text{O} (Z=8) 1s^2 2s^2 2p^4$ $\text{H} (Z=1) 1s^1$ $\text{C} (Z=6) 1s^2 2s^2 2p^2$ 

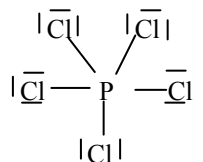
El C té 4 parells d'electrons de valència però en relació a la seva geometria només ocupen tres posicions, la distribució d'aquests electrons és triangular plana i per tant la geometria de la molècula és triangular plana. Els angles d'enllaç són de 120° .

k) àcid fòrmic HCOOH $\text{O} (Z=8) 1s^2 2s^2 2p^4$ $\text{H} (Z=1) 1s^1$ $\text{C} (Z=6) 1s^2 2s^2 2p^2$ 

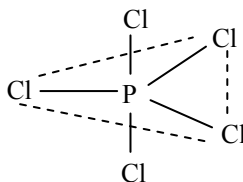
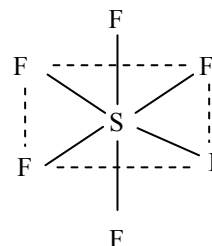
El C té 4 parells d'electrons de valència però en relació a la seva geometria només ocupen tres posicions, la distribució d'aquests electrons és triangular plana i per tant la geometria de la molècula és triangular plana. Els angles d'enllaç són de 120° .

l) PCl_5

El diagrama de Lewis és:

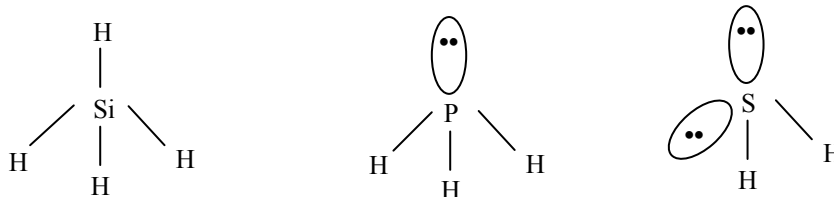
 $\text{P} (Z=15) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ $\text{Cl} (Z=17) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 

La distribució dels 5 parells d'electrons de valència del P és bipiràmide trigonal; per tant la geometria de la molècula és bipiràmide trigonal. Hi ha dos angles d'enllaç Cl-P-Cl : en el pla horitzontal que és de 120° i en el pla vertical que és de 90° .

m) SF_6 $\text{S} (Z=16) 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ $\text{F} (Z=9) 1s^2 2s^2 2p^5$ 

La distribució dels sis parells d'electrons de valència del S és octaèdrica; per tant la geometria de la molècula és octaèdrica. L'angle d'enllaç F-S-F és de 90° .

27. Considera les molècules següents: silà, fosfina, sulfur d'hidrogen. En totes l'àtom central té quatre parells d'electrons a la capa de valència; tanmateix, l'angle d'enllaç (H-X-H; X=Si, P, S) és diferent. Per què? Quina és la que té un angle d'enllaç més petit?



L'angle d'enllaç H-Si-H a la molècula de silà és de $109,5^\circ$ ja que la molècula presenta una geometria tetraèdrica.

L'angle d'enllaç H-P-H a la molècula de fosfina és inferior a $109,5^\circ$ perquè el P té un parell d'electrons sense compartir a la capa de valència que repeleixen amb més intensitat als parells d'electrons que formen enllaç.

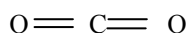
L'angle d'enllaç H-S-H a la molècula de sulfur d'hidrogen és també inferior a $109,5^\circ$ i és la molècula que presenta l'angle d'enllaç més petit ja que el S té 2 parells d'electrons sense compartir a la capa de valència que repel·leixen amb més intensitat als parells d'electrons d'enllaç que en la molècula de fosfina.

Enllaç covalent: polaritat

28. Indica quines de les molècules següents són polars: a) clorur d'hidrogen; b) fluor; c) oxigen; d) bromur de sodi; e) tetraclorur de carboni; f) diòxid de carboni; g) sulfur d'hidrogen; h) clorometà;

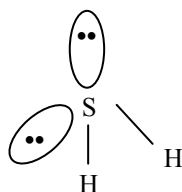
- a) HCl la molècula és polar ja que presenta un enllaç polar H-Cl.
 b) F_2 la molècula és apolar ja que presenta un enllaç apolar.
 c) O_2 la molècula és apolar ja que té un enllaç apolar.
 d) NaBr és un compost iònic, parlem de polaritat d'un enllaç només per enllaços covalents.
 e) CCl_4 , aquesta molècula té 4 enllaços polars C-Cl. Com la molècula presenta una geometria tetraèdrica, els moments dipolars dels seus enllaços s'anul·len entre si i per tant la molècula és apolar.

f) CO_2

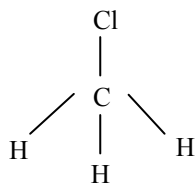


Aquesta molècula té 2 enllaços polars C=O. Com presenta una geometria lineal els moments dipolars dels enllaços s'anul·len entre si i per tant la molècula és apolar.

g) H_2S :



La molècula té 2 enllaços polars S-H; com la molècula té una geometria angular els moments dipolars dels enllaços no s'anul·len entre si i per tant la molècula és polar.

h) CH_3Cl :

La molècula presenta quatre enllaços polars distints. Com la molècula presenta una geometria tetraèdrica i no tots els enllaços són iguals el moment dipolar total és distint de zero i per tant la molècula és polar.

29. Indica quines de les següents espècies químiques tenen moment dipolar permanent: clor molecular, argó; tribromometà.

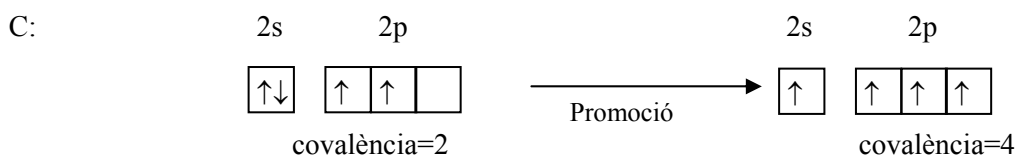
- a) Cl_2 la molècula és apolar ja que presenta un enllaç apolar.
- b) Ar aquesta espècie química no té enllaços per tant no té sentit parlar de polaritat ja que si no té enllaços no pot tenir un moment dipolar.
- c) CHBr_3 La molècula presenta quatre enllaços polars distints. Com la molècula presenta una geometria tetraèdrica i no tots els enllaços són iguals el moment dipolar total és distint de zero i per tant la molècula és polar.

Enllaç covalent: Teoria de l'enllaç de valència

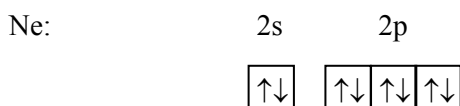
30. Determina les possibles valències covalents o covalències d'aquests elements: a) Be; b) C; c) Ne; d) P; e) S; e) Cl;

a) Be ($Z=4$) $1s^2 2s^2$ 

El Be en estat fonamental presenta covalència 0, per adquirir la covalència 2 1 electró de l'orbital 2s ha de promocionar a un orbital 2p, l'energia necessària per la promoció es veu compensada amb l'energia despesa en la formació del dos enllaços:

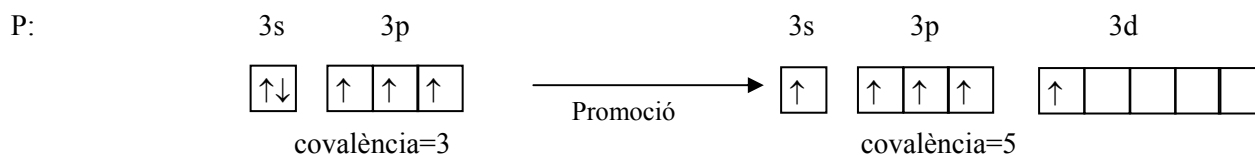
b) C ($Z=6$) $1s^2 2s^2 2p^2$ 

El C en estat fonamental presenta covalència 2. També presenta covalència 4 considerant que 1 electró de l'orbital 2s promociona a l'orbital 2p buit, l'energia necessària per la promoció es veu compensada amb l'energia despesa en la formació del dos enllaços més.

c) Ne ($Z=10$) $1s^2 2s^2 2p^6$ 

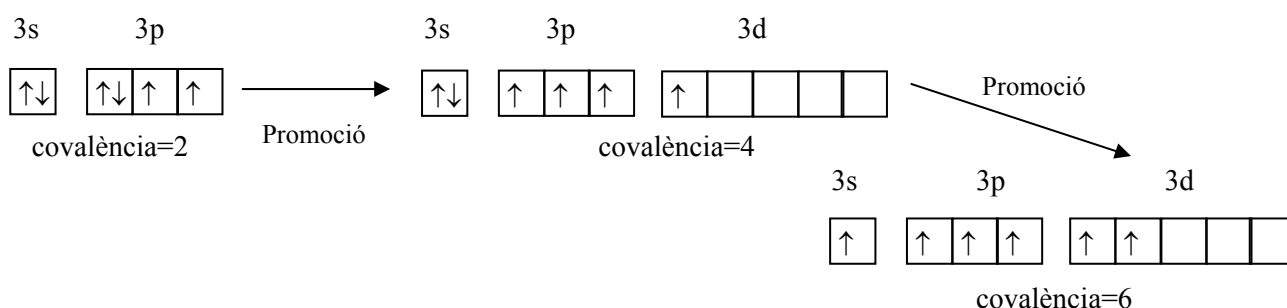
El Ne només presenta covalència 0. A la capa de valència no té orbitals buits per poder promocionar electrons. No pot promocionar electrons de la segona a la tercera capa ja que l'energia necessària per fer-ho és massa elevada i no es compensa amb l'energia despesa en la formació de més enllaços.

d) P ($Z=15$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$



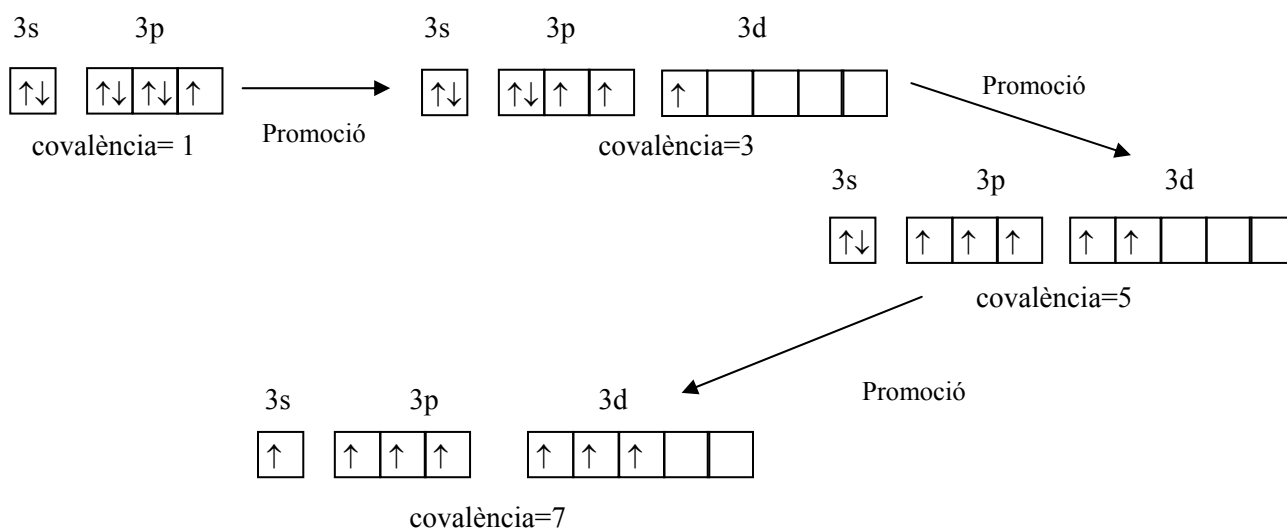
El P en estat fonamental presenta covalència 3. També presenta covalència 5 considerant que 1 electró de l'orbital 3s promociona un orbital 3d, l'energia necessària per la promoció es veu compensada amb l'energia despesa en la formació de dos enllaços més.

e) S ($Z=16$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



El S en estat fonamental presenta covalència 2. La covalència 4 s'explica promocionant un electró situat a l'orbital 3p amb dos electrons a un orbital 3d. La covalència 6 s'explica promocionant un segon electró, situat a l'orbital 3s, a un orbital 3d buit.

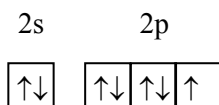
f) Cl ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



El Cl en estat fonamental presenta covalència 1. La covalència 3 s'explica promocionant un electró del subnivell 3p al subnivell 3d. La covalència 5 s'explica promocionant un segon electró del subnivell 3p a un orbital 3d buit. Finalment, promocionant un electró de l'orbital 3s a un orbital 3d buit s'explica la covalència 7.

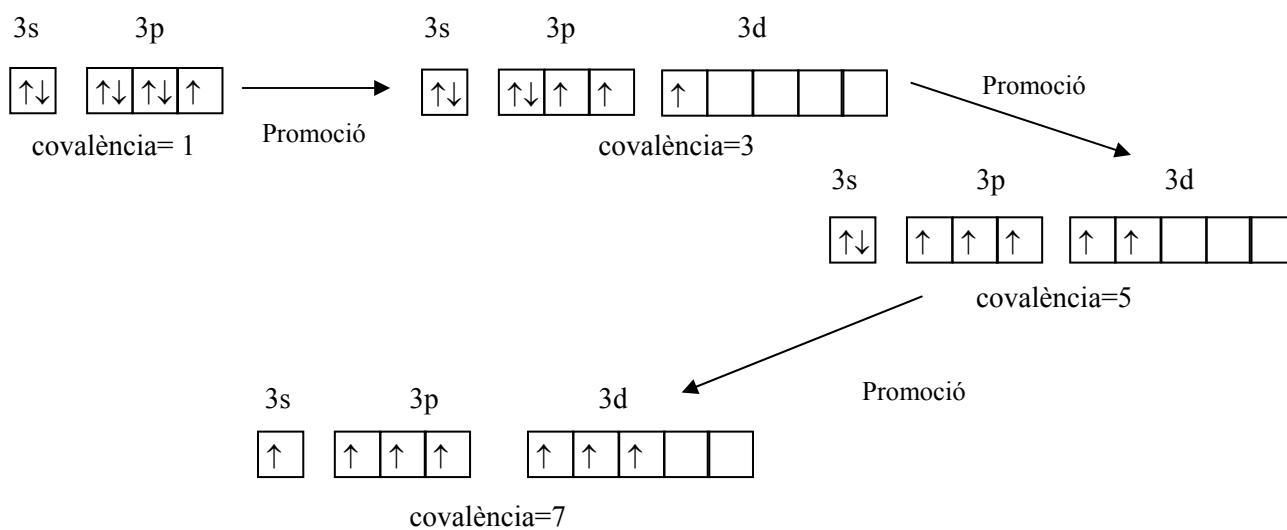
31. Explica per què són diferents les valències d'aquests parells d'elements si pertanyen al mateix grup de la taula periòdica: a) F i Cl; b) O i S.

a) F ($Z=9$) $1s^2 2s^2 2p^5$

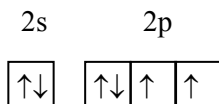


El F només presenta covalència 1 ja que dins la seva capa de valència no té orbitals buits per poder promocionar electrons. No pot promocionar electrons de la segona a la tercera capa ja que l'energia necessària per fer-ho és massa elevada i no es compensa amb l'energia despesa en la formació de més enllaços. En canvi el Cl presenta covalències 1, 3, 5 i 7 perquè dins la seva capa de valència té orbitals d buits per poder promocionar electrons:

Cl ($Z=17$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

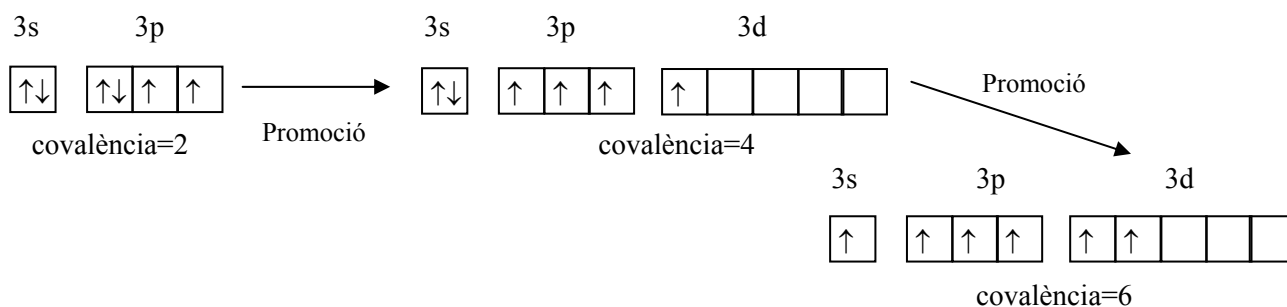


b) O ($Z=8$) $1s^2 2s^2 2p^4$



L'O només presenta covalència 2 ja que dins la seva capa de valència no té orbitals buits per poder promocionar electrons. No pot promocionar electrons de la segona a la tercera capa ja que l'energia necessària per fer-ho és massa elevada i no es compensa amb l'energia despesa en la formació de més enllaços. En canvi el S presenta covalències 2, 4 i 6 perquè dins la seva capa de valència té orbitals d buits per poder promocionar electrons:

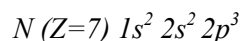
S ($Z=16$) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



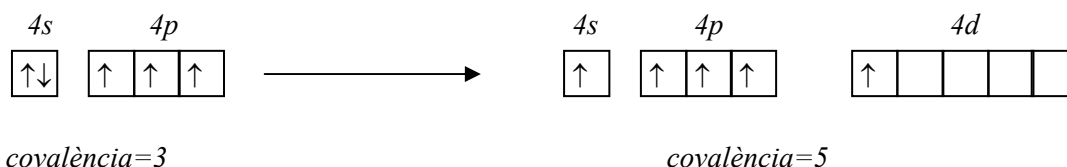
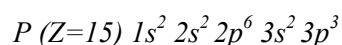
32. Tot i que pertanyen al mateix grup de la taula periòdica, el sofre pot formar molècules SF_4 i SF_6 però l'oxigen no. Suggestir una explicació per aquest fet.

33. Dels següents compostos: NCl_5 i PCl_5 , un d'ells no pot existir. Quin és i per què?

El compost que no pot existir és el NCl_5 ja que en aquest compost el N presenta covalència 5 i això no és possible, el N només té covalència 3; no presenta covalència 5 ja que dins la seva capa de valència no té orbitals buits per poder promocionar electrons. No pot promocionar electrons de la segona a la tercera capa ja que l'energia necessària per fer-ho és massa elevada i no es compensa amb l'energia despesa en la formació de més enllaços.



En canvi el P presenta covalències 3 i 5 ja que és un element situat al tercer període, dins la seva capa de valència té orbitals d buits per poder promocionar electrons, l'energia que s'aporta per fer la promoció és petita i és veu veu compensada amb l'energia despesa en la formació de dos enllaços més:

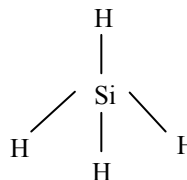
**34.** Explica la geometria d'aquestes molècules segons la teoria de l'enllaç de valència:

- a) fosfina; b) silà; c) òxid de clor (I); d) triflorur de nitrogen; e) tribromur de bor; f) clorur de beril·li; g) etè; h) àcid fòrmic; i) cianur d'hidrogen

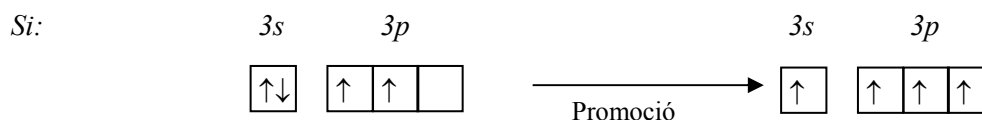
b) silà SiH_4



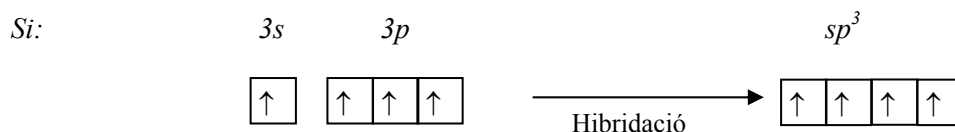
El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:



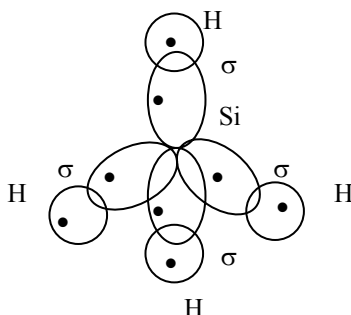
Per què el silici pugui formar 4 enllaços covalents cal que tenguí 4 orbitals semioocupats. En la configuració electrònica en estat fonamental el Si només té covalència 2. Per adquirir la covalència 4 s'ha de promocionar un electró de l'orbital 3s a l'orbital 3p buit. L'energia necessària per fer això es compensa amb la formació dels 4 enllaços Si-H:



L'orbital $3s$ i els tres orbitals $3p$ semiocupats de l'àtom del silici es combinen per formar quatre orbitals híbrids sp^3 :



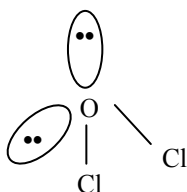
Cada enllaç Si-H es forma per superposició frontal (enllaç σ) de l'orbital $1s$ de l'hidrogen amb un orbital sp^3 de l'àtom de silici. La geometria de la molècula serà tetraèdrica i l'angle d'enllaç Si-C-Si és de $109,5^\circ$.



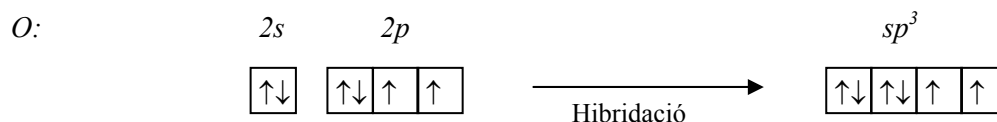
c) òxid de clor (I) Cl_2O



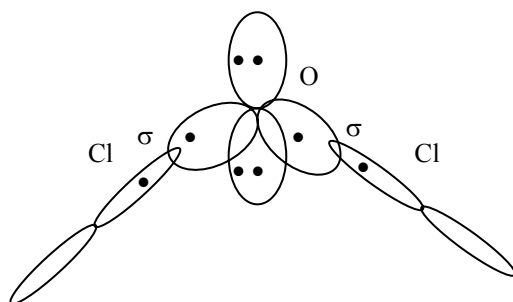
El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:



L'oxigen en estat fonamental presenta covalència 2 i per tant pot formar dos enllaços covalents. L'orbital $2s$ i els tres orbitals $2p$ de l'oxigen es combinen per formar 4 orbitals híbrids sp^3 de la mateixa energia:

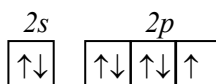


Cada enllaç Cl-O es forma per superposició frontal (enllaç σ) de l'orbital $3p$ semiocupat del clor amb un orbital sp^3 semiocupat de l'àtom d'oxigen. La geometria de la molècula serà angular. Els parells d'electrons no compartits de l'oxigen exerceixen més repulsió sobre els altres parells d'electrons degut a que estan sota la influència d'un sol nucli i per tant estan més dispersos. Això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si i per tant l'angle Cl-O-Cl serà inferior a $109,5^\circ$.

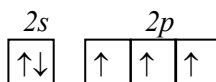


d) Trifluorur de nitrogen: NF_3

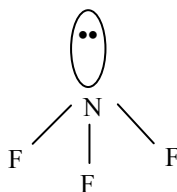
$\text{F} (Z=9) 1s^2 2s^2 2p^5$



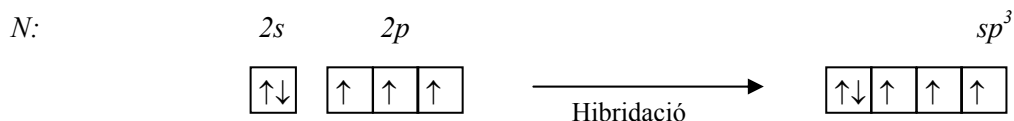
$\text{N} (Z=7) 1s^2 2s^2 2p^3$



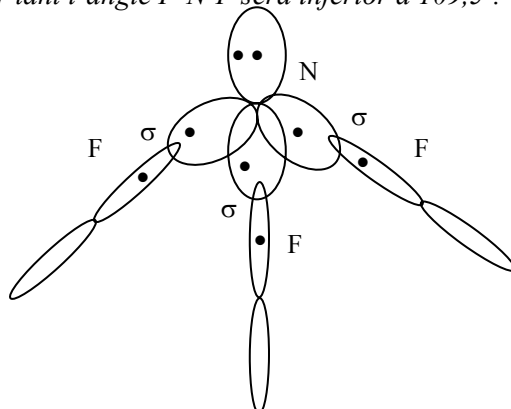
El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:

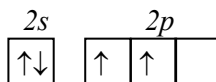


El nitrogen en estat fonamental presenta covalència 3 i per tant pot formar tres enllaços covalents. L'orbital $2s$ i els tres orbitals $2p$ del nitrogen es combinen per formar 4 orbitals híbrids sp^3 de la mateixa energia:

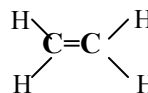


Cada enllaç N-F es forma per superposició frontal (enllaç σ) de l'orbital $3p$ semiocupat del fluor amb un orbital sp^3 semiocupat de l'àtom de nitrogen. La geometria de la molècula serà piràmide trigonal. Els parells d'electrons no compartits del nitrogen exerceixen més repulsió sobre els altres parells d'electrons degut a que estan sota la influència d'un sol nucli i per tant estan més dispersos. Això fa que els parells d'electrons que formen enllaç s'acostin entre si i per tant l'angle F-N-F serà inferior a $109,5^\circ$.

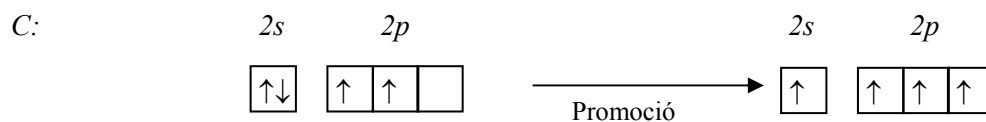
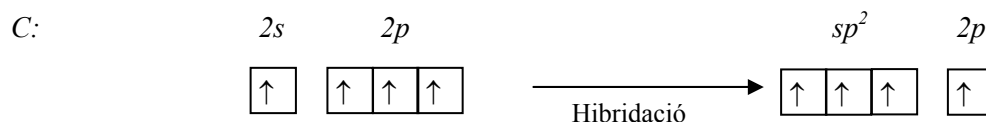


g) Etè ($\text{CH}_2=\text{CH}_2$) $\text{C} (Z=6) 1s^2 2s^2 2p^2$  $\text{H} (Z=1) 1s^1$ 

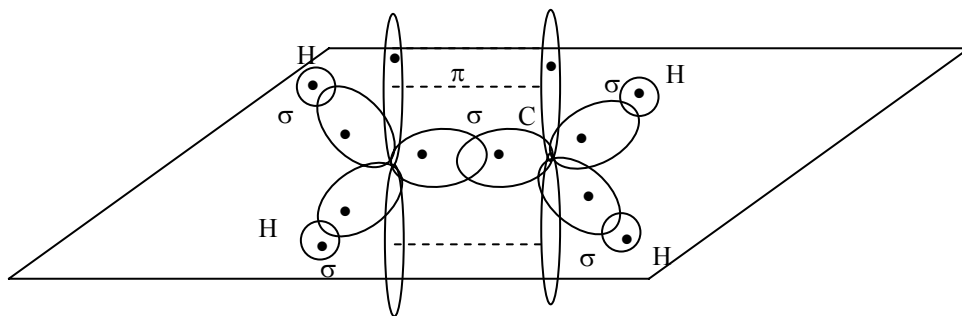
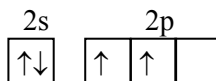
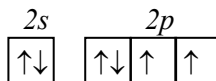
El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:



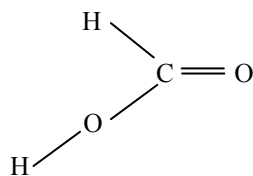
Per que el carboni pugui formar 4 enllaços covalents cal que tenguin 4 orbitals semioocupats. En la configuració electrònica en estat fonamental presenta covalència 2, per adquirir la covalència 4 s'ha de promocionar 1 electró de l'orbital 2s a l'orbital 2p buit. L'energia necessària per fer això es veu compensada amb escreix amb la formació dels 4 enllaços.

L'orbital 2s i dos orbitals 2p es combinen per formar tres orbitals híbrids sp^2 :

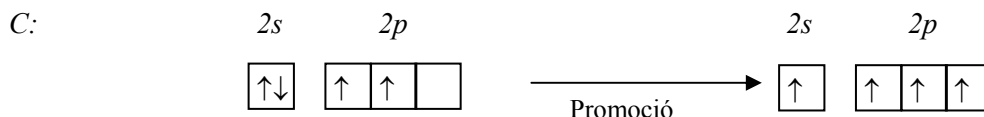
Cada enllaç C-H es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre un orbital sp^2 del carboni i un orbital $1s$ d'un àtom d'hidrogen. L'enllaç C=C es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre dos orbitals sp^2 del dos àtoms de carboni, també existeix un solapament lateral (enllaç π) entre els orbitals 2p de cada àtom de carboni. La geometria de la molècula és triangular plana. L'angle d'enllaç H-C-H és de 120° .

h) àcid fòrmic (HCOOH) $\text{C} (Z=6) 1s^2 2s^2 2p^2$  $\text{H} (Z=1) 1s^1$  $\text{O} (Z=8) 1s^2 2s^2 2p^4$ 

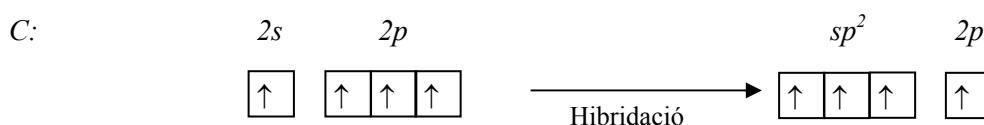
El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:



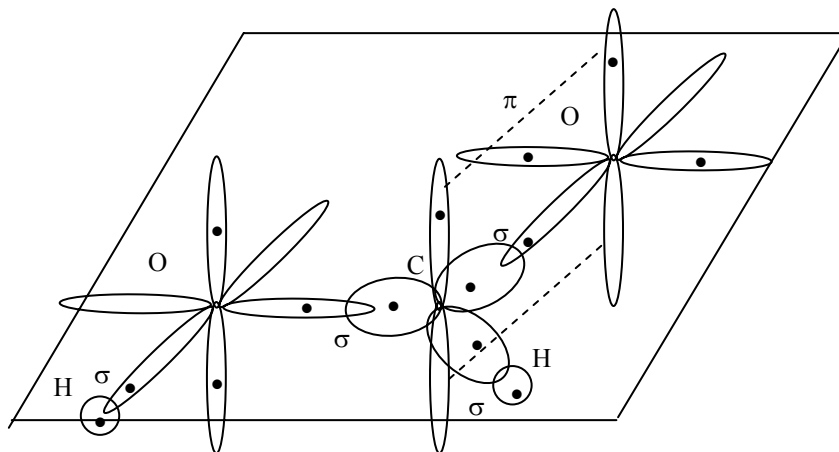
Per que el carboni pugui formar 4 enllaços covalents cal que tenguin 4 orbitals semioocupats. En la configuració electrònica en estat fonamental presenta covalència 2, per adquirir la covalència 4 s'ha de promocionar 1 electró de l'orbital 2s a l'orbital 2p buit. L'energia necessària per fer això es veu compensada amb escreix amb la formació dels 4 enllaços.



L'orbital 2s i dos orbitals 2p es combinen per formar tres orbitals híbrids sp^2 :



L'enllaç C-H es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre un orbital sp^2 del carboni i un orbital 1s d'un àtom d'hidrogen. L'enllaç C=O es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre un orbital sp^2 del carboni i un orbital $2p_x$ semioocupat de l'àtom O, també existeix un solapament lateral (enllaç π) entre l'orbital $2p_z$ de l'àtom de carboni i l'orbital $2p_z$ de l'oxigen. L'enllaç C-O es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre un orbital sp^2 del carboni i un orbital $2p_y$ d'un àtom d'O. L'enllaç O-H es forma per solapament frontal (enllaç σ) entre l'orbital $2p_x$ de l'oxigen i l'orbital 1s de l'H. La geometria de la molècula és triangular plana.

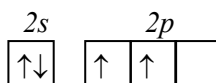


i) Cianur d'hidrogen (HCN)

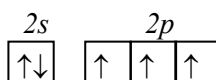
H (Z=1) $1s^1$



C (Z=6) $1s^2 2s^2 2p^2$



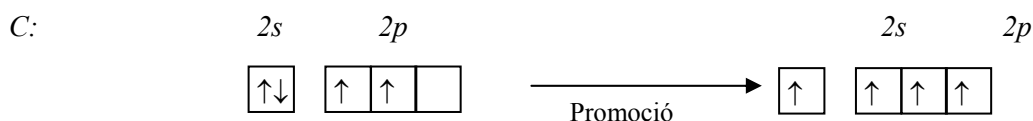
N (Z=7) $1s^2 2s^2 2p^3$



El diagrama de Lewis d'aquesta molècula és:



Per que el carboni pugui formar 4 enllaços covalents cal que tengui 4 orbitals semioocupats. En la configuració electrònica en estat fonamental presenta covalència 2, per adquirir la covalència 4 s'ha de promocionar 1 electró de l'orbital 2s a l'orbital 2p buit. L'energia necessària per fer això es veu compensada amb escreix amb la formació dels enllaços.



L'orbital 2s i un orbital 2p es combinen per formar dos orbitals híbrids sp:



L'enllaç C-H es forma per superposició frontal (enllaç σ) de l'orbital 1s de l'hidrogen i un orbital sp del carboni. Entre l'àtom de carboni i nitrogen es produeix una superposició frontal (enllaç σ) entre un orbital híbrid sp de l'àtom de carboni i un orbital 2p de l'àtom de nitrogen. També es produeixen dos enllaços π entre l'àtom de carboni i l'àtom de nitrogen. Aquestes dos unions π es produeixen per solapament lateral dels orbitals 2p de l'àtom de carboni i dels orbitals 2p de l'àtom de nitrogen. La geometria de la molècula serà lineal i l'angle d'enllaç H-C-N és de 180° .

