

KMnO₄	<i>permanganato di potassio</i>	ZnSO₄	<i>solfo di zinco</i>	SiO₂	<i>anidride silicica</i>
N₂O₂	<i>biossido di azoto</i>	CuS	<i>solfo di rame</i>	CaSiO₃	<i>metasilicato di calcio</i>
KCl	<i>cloruro di potassio</i>	HNO₂	<i>acido nitroso</i>	CO	<i>monossido di carbonio</i>
MnCl₂	<i>cloruro manganoso</i>	Cr(OH)₂	<i>idrossido di cromo</i>	PbS	<i>solfo di piombo</i>
KNO₃	<i>nitrato di potassio</i>	Al₂S₃	<i>solfo di alluminio</i>	Mg(ClO₄)₃	<i>perclorato di magnesio</i>
HCl	<i>acido cloridrico</i>	Fe(SO₄)₃	<i>solfo di ferro (III)</i>	CaO₂	<i>perossido di calcio</i>
KCN	<i>cianuro di potassio</i>	Mg(ClO₃)₂	<i>clorato di magnesio</i>	K₂Cr₂O₇	<i>bicromato di potassio</i>
K[Au(CN)₂]	<i>dicianoaurato di potassio</i>	K₂O₂	<i>perossido di potassio</i>	K₂SO₄	<i>solfo di potassio</i>
KOH	<i>idrossido di potassio</i>	BaCl₂	<i>cloruro di bario</i>	CrO₂Cl₂	<i>cloruro di cromile</i>
HNO₃	<i>acido nitrico</i>	MgO₂	<i>perossido di magnesio</i>	CaI₂	<i>ioduro di calcio</i>
NO	<i>ossido di azoto</i>	NaClO₂	<i>clorito di sodio</i>	CaBr₂	<i>bromito di calcio</i>
HgCl₂	<i>cloruro di mercurio</i>	BaSO₃	<i>solfito di bario</i>	K₂CO₃	<i>carbonato di potassio</i>
H₂SO₄	<i>acido solforico</i>	ZnIO₃	<i>iodato di zinco</i>	BaO₂	<i>perossido di bario</i>
FeSO₄	<i>solfo ferroso</i>	Na₂O₂	<i>perossido di sodio</i>	BaBr₂	<i>bromuro di bario</i>
Fe(SO₄)₃	<i>solfo ferrico</i>	Ca₃(PO₄)₂	<i>fosfato di calcio</i>	Ca(NO₃)₂	<i>nitrato di calcio</i>
NaNO₂	<i>nitrito di sodio</i>	Ca(ClO₃)₂	<i>clorato di calcio</i>	NaClO₂	<i>clorito di sodio</i>
H₂O₂	<i>acqua ossigenata</i>	H₃PO₂	<i>acido ipofosforoso</i>	AgNO₃	<i>nitrato di argento</i>
H₃PO₄	<i>acido fosforico</i>	HF	<i>fluoruro di idrogeno</i>	NaOH	<i>idrossido di sodio</i>
HClO	<i>acido ipocloroso</i>	NH₃	<i>ammoniaca</i>	CoCl₂	<i>cloruro di cobalto</i>
Co(OH)₃	<i>idrossido di cobalto (III)</i>	NaCl	<i>cloruro di sodio</i>	NO₂	<i>biossido di azoto</i>
CN	<i>cianuro</i>	MgCl₂	<i>cloruro di magnesio</i>	Ba(ClO₃)₂	<i>clorato di bario</i>
KClO	<i>ipoclorito di potassio</i>	ZnS	<i>solfo di zinco</i>	MgSO₄	<i>solfo di magnesio</i>
K₂SO₃	<i>solfito di potassio</i>	C₃H₆O	<i>acetone</i>	KIO₃	<i>iodato di potassio</i>
Mn(ClO₄)₂	<i>perclorato di manganese (II)</i>	Al(ClO₄)₃	<i>perclorato di alluminio</i>	K[AuCl₄]	<i>tetracloroaurato di potassio</i>
CdS	<i>solfo di cadmio</i>	CdCl₂	<i>cloruro di cadmio</i>	HBr	<i>bromuro di idrogeno</i>
HIO₃	<i>acido iodico</i>	Al(NO₃)₃	<i>nitrato di alluminio</i>	BN	<i>nitruro di boro</i>
B₂O₃	<i>ossido di boro</i>	CuI	<i>idruro di rame</i>	AgClO₄	<i>perclorato di argento</i>
CCl₄	<i>tetracloruro di carbonio</i>	XeF₄	<i>tetrafluoruro di xeno</i>	HClO₂	<i>acido cloroso</i>
SnO₂	<i>diossido di stagno</i>	NO₃⁻	<i>nitrato</i>	HClO₃	<i>acido clorico</i>
FeCl₃	<i>cloruro ferrico</i>	NH₂OH	<i>idrossilammina</i>	SO₃²⁻	<i>ione solfito</i>

HIO_4	acido periodico	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	idrogenocarbonato di magnesio	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$	idrogenocarbonato di calcio
K_3PO_4	fosfato di potassio	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	ipoclorito di calcio	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	nitrate di bario
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	nitrate di calcio	$\text{Zn}(\text{ClO}_3)_2$	perclorato di zinco	AlCl_4^-	Tetracloroalluminato

LEGAME CHIMICO

È un'interazione che permette di tenere uniti due sistemi atomici o molecolari. Ci sono legami **intramolecolari** e intermolecolari.

Tra legami intramolecolari vi sono:

Legame ionico: Si stabilisce fra almeno due atomi di elementi diversi mediante trasferimento di elettroni. Gli atomi che li perdono e quelli che li acquistano diventano **ioni** a carica negativa e positiva, assumendo la configurazione elettronica esterna uguale a quella di un gas nobile. Si forma prevalentemente fra gli elementi metallici (gruppi I, II A) i quali avendo una bassa energia di ionizzazione cedono facilmente i propri elettroni, e fra gli elementi non metallici (gruppi VI, VII A) i quali avendo alta affinità elettronica tendono ad acquistare facilmente elettroni.

Legame covalente: Per assumere la configurazione elettronica esterna uguale a quella di un gas nobile, quindi più stabilità, gli atomi possono legarsi fra loro mettendo in comune gli elettroni di Valenza, invece di trasferirli da un atomo all'altro. Il legame è il risultato delle forze attrattive e repulsive. Esiste una distanza critica in corrispondenza della quale le forze attrattive tra i due atomi sono bilanciate dalle forze repulsive (lunghezza di legame), al di sotto di questa distanza prevalgono le forze repulsive, al di sopra le forze attrattive. Due atomi possono legarsi tra loro anche mettendo in comune due o tre coppie di elettroni, così si stabilisce un legame doppio o triplo.

Legame metallico: Tiene uniti gli atomi dei metalli. Gli atomi costituiscono un cristallo metallico, costituito da ioni positivi tutti uguali disposti ordinatamente nello spazio tridimensionale immersi in un mare di elettroni.

Caratteristiche dei metalli:

- conducibilità elettrica
- conducibilità termica
- duttilità e malleabilità
- lucentezza

ORBITALI IBRIDI

Coppie elettroniche

due coppie	sp
tre coppie	sp²
quattro coppie	sp³
cinque coppie	sp³d
sei coppie	sp³d²

Geometria

lineare
trigonale, trig. angolata,
tetraedrica, piramidale trig., tetraedrica angolata
trigonale bipiramidale, cavalletto, forma a T
ottaedrica,, piramide quadrata, planare quadrata

L'ibridizzazione (o ibridazione) è un procedimento di combinazione matematica di un certo numero di orbitali (orbitali s, p, d) con contenuto energetico poco diverso (quindi orbitali di valenza) di uno stesso atomo che permette di ottenere nuovi orbitali ibridi equivalenti (isoenergetici) con i lobi orientati lungo le direzioni dei possibili legami che l'atomo centrale di una molecola può formare con gli atomi con cui si lega.

IBRIDAZIONE SP La combinazione di un orbitale di tipo s e uno di tipo p dà origine a 2 orbitali ibridi sp. Ogni orbitale ibrido sp ha il 50% di carattere s e il 50% di carattere p. I due orbitali ibridi sp (nei quali per questioni di praticità, si omette di rappresentare il lobo di dimensione minore) si dispongono a 180° l'uno rispetto all'altro (geometria lineare). Gli orbitali p non coinvolti nell'ibridazione sono disposti perpendicolarmente tra loro e sono perpendicolari ai due orbitali ibridi sp.

IBRIDAZIONE SP² Dal mescolamento di un orbitale s con due orbitali di tipo p si ottengono 3 orbitali ibridi detti orbitali sp² che si dispongono su di un piano formando angoli di 120° l'uno dall'altro (geometria trigonale planare). L'orbitale p non coinvolto nell'ibridazione si dispone perpendicolarmente al piano formato dai tre orbitali ibridi sp²

IBRIDAZIONE SP³ Mescolamento dell'orbitale 2s con i tre orbitali 2p. I nuovi 4 orbitali ibridi, chiamati sp³, hanno per 1/4 le caratteristiche dell'orbitale s di partenza e per 3/4 le caratteristiche degli orbitali 2p. I quattro orbitali ibridi sp³ puntano verso i vertici di un tetraedro, disponendosi a 109,5° l'uno dall'altro.

NS = 2



(molecola non polare)

NS = 3

(molecola non polare)

(molecola polare)

NS = 4

(molecola non polare)

(molecola polare)

(molecola polare)

(molecola polare)

(molecola non polare)

(molecola non polare)

(molecola polare)

(molecola polare)

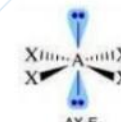
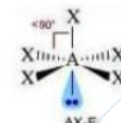
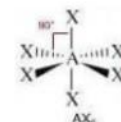
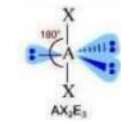
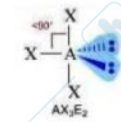
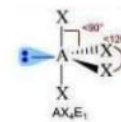
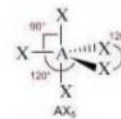
(molecola non polare)

NS = 5

(molecola non polare)

(molecola polare)

(molecola non polare)



In ciascuno dei sette livelli di energia è presente un orbitale di tipo sferico (orbitale s), Infatti per ciascun livello di energia vi è un orbitale avente numero quantico secondario $l = 0$ e quindi numero quantico magnetico $m = 0$. L'orbitale s ha forma sferica e quindi la probabilità di incontrare gli elettroni che lo descrivono è massima all'interno della sfera. Con l'aumentare di n aumenta il raggio dell'orbita l'energia degli elettroni. Saturo con 2 elettroni.

ORBITALE p

Orbitale di tipo p è un orbitale a forma di doppio lobo per il quale il numero quantico secondario $l=1$. Ha l'aspetto di due lobi tangenti e simmetrici rispetto al nucleo entro i quali elettroni hanno la stessa probabilità di trovarsi. Per $l = 1$ Il numero quantico magnetico assume tre possibili valori $(-1,0,+1)$ che indicano tre diverse orientazioni nello spazio dell'orbitale è precisamente lungo i tre assi cartesiani x, y e z . Saturo con 6 elettroni.

ORBITALE d

Per ogni valore del numero quantico principale $n > 2$ vi sono cinque orbitali di tipo d che hanno numero quantico secondario $l = 2$. Per $l = 2$, Il numero quantico magnetico m assume 5 possibili valori $(-2 -1 0 +1 +2)$ che indicano cinque diverse orientazioni nello spazio dell'orbitale. Il sottolivello d è formato da 5 orbitali. Hanno uguale energia e pertanto si dice che il sottolivello di tipo d è formato da cinque orbitali degeneri. Saturo con 10 elettroni.

ORBITALE f

Il sottolivello di tipo F è presente sia nel IV che nel V livello di energia. Esso è costituito da 7 orbitali aventi numero quantico secondario $l = 3$. $l = 3$ Il numero quantico magnetico assume 7 possibili valori $(-3 -2 -1 0 +1 +2 +3)$ che indicano sette diverse orientazioni nello spazio dell'orbitale. Hanno tutti uguale energia e pertanto sono orbitali degeneri. Il sottolivello f è saturo con 14 elettroni.

UN COMPOSTO DI MERCURIO DI MASSA MOLECOLARE 519 UMA CONTIENE 77,26% DI Hg, 9,25% C, 1,17% H E IL RESTO È O. DETER. FORM. MOLECOL.

CALCOLO QUANTO O C'È

$$\%O = 100 - 77,26 - 9,25 - 1,17 = 12,32\% O$$

$$\text{molHg} = \frac{\%}{P_n} = \frac{77,26}{200,6} \quad \text{molC} = \frac{9,25}{12} = 0,77$$

$$\text{molH} = \frac{1,17}{1} = 1,17 \quad \text{molO} = \frac{12,32}{16} = 0,77$$

PRENDO L'ELEM. CON IL MINOR n° DI mol E LO RAPPORTO COL RESTO

$$\frac{\text{molHg}}{\text{molHg}} = 1 \quad \frac{\text{molC}}{\text{molHg}} = \frac{0,77}{0,38} = 2 \quad \frac{\text{molH}}{\text{molHg}} = \frac{1,17}{0,38} = 3 \quad \frac{\text{molO}}{\text{molHg}} = \frac{0,77}{0,38} = 2$$

FORMOLA MINIMA: $\text{HgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

CALCOLO FORMOLA MOLECOLARE

$$P_n \text{HgC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = 289,63$$

$$P_n \text{tot} = 519 \text{ Uma}$$

$$\frac{519}{289,63} = 2 \rightarrow \text{FORMOLA MOLECOLARE: } \text{Hg}_2\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$$

CALCOLORE LA % IN PESO DEGLI ELEMENTI DEL COMPOSTO $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

CALCOLORE MM TOT DEL COMPOSTO

$$MM = 5 \cdot 12 + 5 \cdot 1 + 14 = 79,10 \text{ g/mol}$$

↓
FIRIDINA

$$\frac{\text{mol} \cdot MM}{MM_{\text{TOT}}} \cdot 100 = \%$$

$$\frac{5 \cdot 12}{79,10} \cdot 100 = 75,9\% C$$

$$\frac{5 \cdot 1}{79,10} \cdot 100 = 6,4\% H$$

$$\frac{14}{79,10} \cdot 100 = 17,7\% N$$

UN COMPOSTO DI MERCURIO DI MASSA MOLECOLARE 519 UMA CONTIENE 77,26% DI Hg, 9,25% C, 1,17% H E IL RESTO È O. DETER. FORM. MOLECOL.

CALCOLO QUANTO O C'È

$$\%O = 100 - 77,26 - 9,25 - 1,17 = 12,32\% O$$

$$\text{molHg} = \frac{\%}{P_n} = \frac{77,26}{200,6} \quad \text{molC} = \frac{9,25}{12} = 0,77$$

$$\text{molH} = \frac{1,17}{1} = 1,17 \quad \text{molO} = \frac{12,32}{16} = 0,77$$

PRENDO L'ELEM. CON IL MINOR n° DI mol E LO RAPPORTO COL RESTO

$$\frac{\text{molHg}}{\text{molHg}} = 1 \quad \frac{\text{molC}}{\text{molHg}} = \frac{0,77}{0,38} = 2 \quad \frac{\text{molH}}{\text{molHg}} = \frac{1,17}{0,38} = 3 \quad \frac{\text{molO}}{\text{molHg}} = \frac{0,77}{0,38} = 2$$

FORMOLA MINIMA: $\text{HgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$

CALCOLO FORMOLA MOLECOLARE

$$P_n \text{HgC}_2\text{H}_3\text{O}_2 = 289,63$$

$$P_n \text{tot} = 519 \text{ Uma}$$

$$\frac{519}{289,63} = 2 \rightarrow \text{FORMOLA MOLECOLARE: } \text{Hg}_2\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$$

CALCOLARE QUANTI ATOMI DI C, H, O SONO PRESENTI IN 10,8g DI
ACETONE C_3H_6O

$$m_{C_3H_6O} = 12 \cdot 3 + 1 \cdot 6 + 16 = 58 \text{ g/mol}$$

$$n_{C_3H_6O} = \frac{m}{M} = \frac{10,8 \text{ g}}{58 \text{ g/mol}} = 0,186 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} : 6,022 \cdot 10^{23} = 0,186 : x$$

$$x = \frac{0,186 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{1} = 1,120 \cdot 10^{23}$$

$$n_{\text{mol C}} = 3 \cdot 1,120 \cdot 10^{23} = 3,36 \cdot 10^{23}$$

$$n_{\text{mol H}} = 6 \cdot 1,120 \cdot 10^{23} = 6,72 \cdot 10^{23}$$

$$n_{\text{mol O}} = 1 \cdot 1,120 \cdot 10^{23} = 1,120 \cdot 10^{23}$$