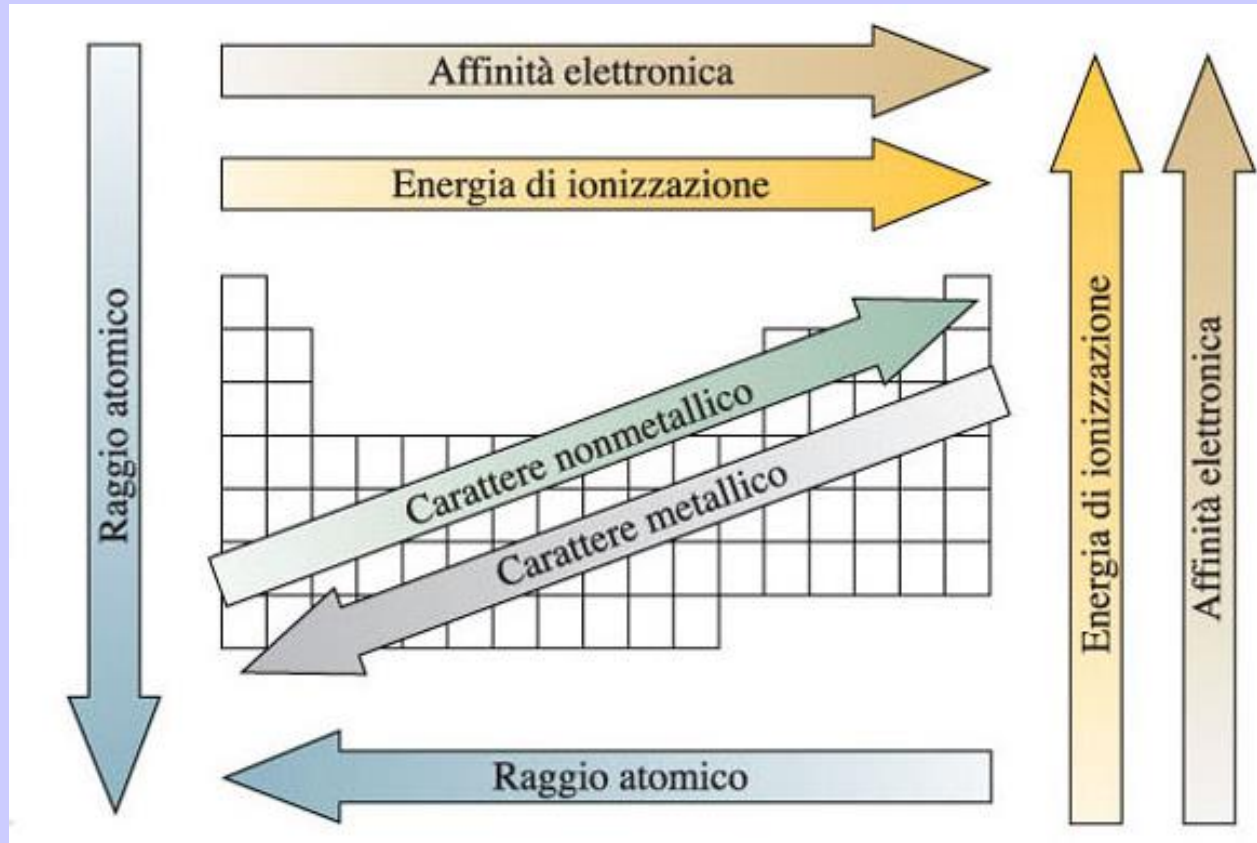


# Proprietà generali degli elementi della Tavola Periodica

Abbiamo visto che una prima grossa divisione degli elementi della tavola periodica consiste nel loro carattere **metallico** o **non metallico**



Il carattere **metallico** aumenta:

- da destra a sinistra lungo un periodo
- dall'alto al basso lungo un gruppo

I metalli sono caratterizzati da:

- basse energie di ionizzazione
- affinità elettroniche piccole o positive
- bassa elettronegatività

Come risultato tendono a perdere gli elettroni di valenza formando cationi:



I non-metalli sono caratterizzati da:

- elevate energie di ionizzazione
- affinità elettroniche negative e grandi
- elevata elettronegatività

Come risultato tendono ad acquistare elettroni formando anioni monoatomici ed ossanioni:



Sono esclusivamente metallici/non-metallici solo i gruppi all'estrema sinistra/destra della tavola periodica.

I A      metalli alcalini

II A     metalli alcalino-terrosi

(VI A    O, S, Se; Te, Po)

VII A    alogeni

I gruppi IIIA-VA presentano elementi non-metallici all'inizio e metallici alla fine.

1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe

Quasi tutti gli elementi formano **ossidi**.

Gli ossidi sono classificati in:

- **ossidi basici**: reagiscono con acidi (o ossidi acidi) per dare sali



- **ossidi acidi**: reagiscono con basi (o ossidi basici) per dare sali



1	2	13	14	15	16	17
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Sn	Po	At

▲ FIGURA 10-17  
Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

Gli **ossidi**, se solubili, danno reazioni caratteristiche con acqua.

- I metalli danno ossidi basici. Gli ossidi dei metalli più reattivi (IA e IIA) reagiscono con acqua per dare soluzioni basiche (formalmente idrossidi)



- I non metalli danno ossidi acidi. Gli ossidi dei non metalli più elettronegativi reagiscono con acqua per dare soluzioni acide (formalmente acidi)



Tali ossidi sono anche noti come **anidridi**.

Vi sono però anche ossidi acidi non solubili reagiscono solo con basi o con ossidi basici.



Ossidi di elementi non spiccatamente metallici o non metallici reagiscono sia con acidi che con basi (**ossidi anfoteri**).



1	2	13	14	15	16	17
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	Tl	Pb	Sn	Po	At

▲ FIGURA 10-17  
Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

## Stati di ossidazione

I metalli hanno stati di ossidazione pari al numero del gruppo e corrispondenti alla perdita degli elettroni di valenza.

1A	2A												3A	4A	5A	6A	7A	8A
H <sup>+</sup>																	H <sup>-</sup>	
Li <sup>+</sup>														C <sup>4-</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>												Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>		Ti <sup>2+</sup>		Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>					Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>			Sn <sup>4+</sup>		Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>										Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>			Pb <sup>4+</sup>	Bi <sup>5+</sup>			

+1 +2

+3 +4 +5



I metalli più pesanti (periodo 5 o 6) possono mantenere i due elettroni s di valenza e dare stati di ossidazione pari al numero del gruppo meno due.

1A																		7A	8A
H <sup>+</sup>	2A												3A	4A	5A	6A		H <sup>-</sup>	
Li <sup>+</sup>														C <sup>4-</sup>	N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>		F <sup>-</sup>	
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B		Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>		Cl <sup>-</sup>	
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>		Ti <sup>2+</sup>		Cr <sup>2+</sup> Cr <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> Fe <sup>3+</sup>	Co <sup>2+</sup> Co <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>					Se <sup>2-</sup>		Br <sup>-</sup>	
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>									Ag <sup>+</sup>	Cd <sup>2+</sup>		In <sup>+</sup>	Sn <sup>2+</sup>		Te <sup>2-</sup>		I <sup>-</sup>	
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>										Hg <sup>2+</sup> Hg <sup>2+</sup>		Tl <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>				

+1 +2 +3

I non-metalli (eccetto gli elementi più elettronegativi, come F e O) possono avere molti numeri di ossidazione, compresi tra:

- il numero del gruppo  
(n° d'ossidazione più alto)

- numero del gruppo - 8

tutti gli elettroni di  
valenza persi

acquisto di elettroni  
fino al gas nobile successivo

VII A da +7 a -1

VI A da +6 a -2

V A da +5 a -3

Composto o ione	Stato di ossidazione
$\text{NO}_3^-$	+5
$\text{N}_2\text{O}_4$	+4
$\text{NO}_2^-$	+3
NO	+2
$\text{N}_2\text{O}$	+1
$\text{N}_2$	0
$\text{NH}_2\text{OH}$	-1
$\text{N}_2\text{H}_4$	-2
$\text{NH}_3$	-3

Semi-reazione di ossidazione (agente riducente)

Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)

## Metallurgia

La metallurgia si occupa della preparazione dei metalli dai loro minerali. I metalli sono elementi in genere reattivi e sono presenti in natura principalmente come ossidi, solfuri e carbonati (quelli del gruppo IA come cloruri).

Il processo per la preparazione dei metalli dai loro minerali consiste di tre fasi:

- Concentrazione dei minerali estratti

- Riscaldamento o arrostitimento - Necessaria per trasformare carbonati e solfuri in ossidi più facili da trattare:



- Riduzione degli ossidi - Può avvenire per via chimica, principalmente con carbone (o CO da questo prodotto):



oppure per via elettrochimica come ad esempio per l'alluminio:



# Elementi del gruppo IA      Metalli alcalini

Sono metalli dall'aspetto argenteo, teneri e bassofondenti ( $T_f < 180^\circ\text{C}$ )



## ▲ Taglio di sodio metallico

Il sodio, un metallo reattivo, è coperto da uno strato di ossido che lo protegge.

	Li	Na	K	Rb	Cs
Atomic number	3	11	19	37	55
Valence-shell electron configuration	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
Atomic (metallic) radius, pm	152	186	227	248	265
Ionic ( $M^+$ ) radius, pm	59	99	138	149	170
Electronegativity	1.0	0.9	0.8	0.8	0.8
First ionization energy, $\text{kJ mol}^{-1}$	520.2	495.8	418.8	403.0	375.7
Electrode potential $E^\circ$ , $\text{V}^a$	-3.040	-2.713	-2.924	-2.924	-2.923
Melting point, $^\circ\text{C}$	180.54	97.81	63.65	39.05	28.4
Boiling point, $^\circ\text{C}$	1347	883.0	773.9	687.9	678.5
Density, $\text{g/cm}^3$ at $20^\circ\text{C}$	0.534	0.971	0.862	1.532	1.873
Hardness <sup>b</sup>	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2
Electrical conductivity <sup>c</sup>	17.1	33.2	22.0	12.4	7.76
Flame color	Carmin	Yellow	Violet	Bluish red	Blue
Principal visible emission lines, nm	610,671	589	405,767	780,795	456,459

<sup>a</sup>For the reduction  $M^+(\text{aq}) + e^- \longrightarrow M(\text{s})$ .

<sup>b</sup>Hardness measures the ability of substances to scratch, abrade, or indent one another. On the Mohs scale, ten minerals are ranked by hardness, ranging from that of talc (0) to diamond (10). Other values: wax ( $0^\circ\text{C}$ ), 0.2; asphalt, 1–2; fingernail, 2.5; copper, 2.5–3; iron, 4–5; chromium, 9. Each substance can scratch only other substances with hardness values lower than its own.

<sup>c</sup>On a scale relative to silver as 100.

# Elementi del gruppo IA      Metalli alcalini

La loro configurazione elettronica di valenza è  $ns^1$ .  
Essi pertanto reagiscono perdendo questo elettrone e formando monocationi quali  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Rb}^+$  e  $\text{Cs}^+$  che sono in genere solubili in acqua.

	Li	Na	K	Rb	Cs
Atomic number	3	11	19	37	55
Valence-shell electron configuration	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
Atomic (metallic) radius, pm	152	186	227	248	265
Ionic ( $M^+$ ) radius, pm	59	99	138	149	170
Electronegativity	1.0	0.9	0.8	0.8	0.8
First ionization energy, $\text{kJ mol}^{-1}$	520.2	495.8	418.8	403.0	375.7
Electrode potential $E^\circ$ , $\text{V}^a$	-3.040	-2.713	-2.924	-2.924	-2.923
Melting point, $^\circ\text{C}$	180.54	97.81	63.65	39.05	28.4
Boiling point, $^\circ\text{C}$	1347	883.0	773.9	687.9	678.5
Density, $\text{g/cm}^3$ at 20 $^\circ\text{C}$	0.534	0.971	0.862	1.532	1.873
Hardness <sup>b</sup>	0.6	0.4	0.5	0.3	0.2
Electrical conductivity <sup>c</sup>	17.1	33.2	22.0	12.4	7.76
Flame color	Carmine	Yellow	Violet	Bluish red	Blue
Principal visible emission lines, nm	610,671	589	405,767	780,795	456,459

## Elementi del gruppo IA      Metalli alcalini

Tutti questi metalli reagiscono con acqua dando gli idrossidi e liberando idrogeno con una reazione caratteristica. Ad esempio:



La reattività aumenta scendendo lungo il gruppo perché diminuisce l'energia di ionizzazione e l'elettrone esterno viene perso più facilmente. La reazione avviene in maniera più violenta, ad esempio, per il potassio che per il sodio, tanto che la forte esotermicità può far incendiare l'idrogeno gassoso che è uno dei prodotti della reazione.



## Elementi del gruppo IA      Metalli alcalini

Tutti i metalli alcalini possono formare ossidi basici di formula  $M_2O$  che con acqua danno idrossidi che si comportano come basi forti



Essendo molto reattivi non si trovano mai come metalli liberi in natura ma come cationi in sali quali NaCl.

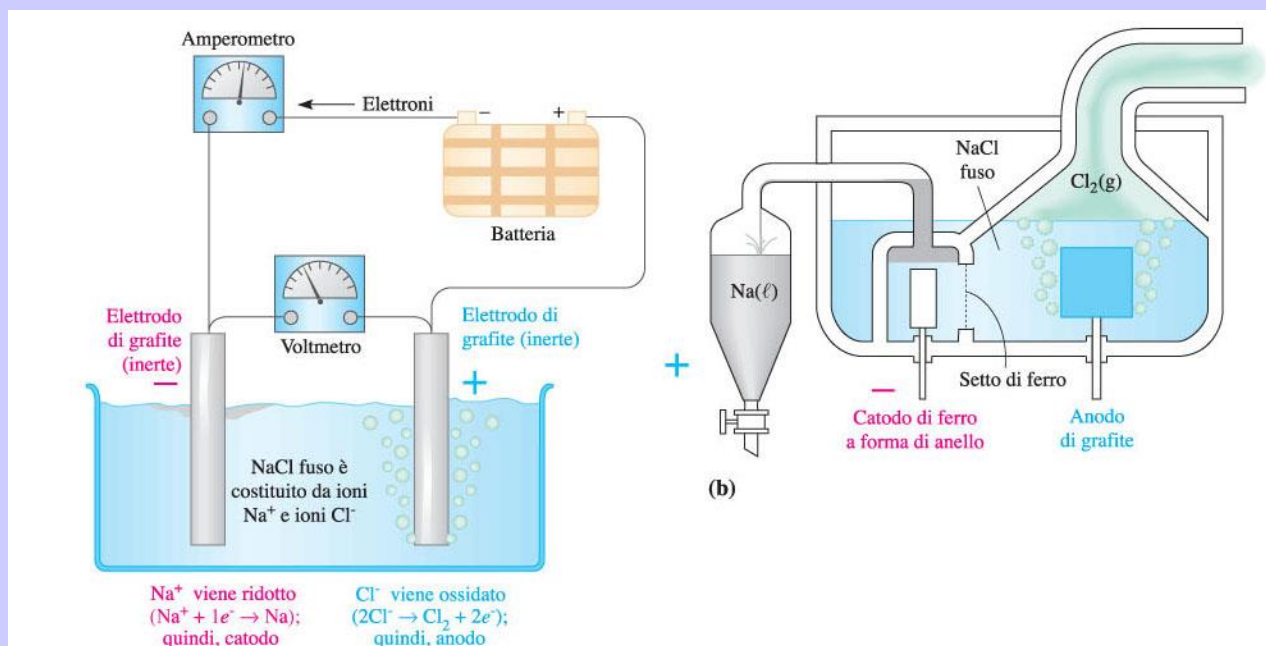


▲ Cumuli di sale marino (cloruro sodico) ottenuto per evaporazione di acqua di mare.



# Elementi del gruppo IA      Metalli alcalini

I metalli allo stato elementare sono in genere preparati per elettrolisi di sali fusi.



Questo perché i potenziali di riduzione dei cationi sono molto bassi (grandi e negativi)



$$E^\circ_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ V}$$



## Elementi del gruppo IIA

## Metalli alcalino-terrosi

Sono metalli relativamente più duri ed altofondenti, ma meno reattivi dei metalli alcalini.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Atomic number	4	12	20	38	56
Atomic (metallic) radius, pm	111	160	197	215	222
Ionic ( $M^{2+}$ ) radius, pm	27	72	100	113	136
Electronegativity	1.5	1.2	1.0	1.0	0.9
First ionization energy, $\text{kJ mol}^{-1}$	899.4	737.7	589.7	549.5	502.8
Electrode potential $E^\circ$ , $\text{V}^a$	-1.85	-2.356	-2.84	-2.89	-2.92
Melting point, $^\circ\text{C}$	1278	648.8	839	769	729
Boiling point, $^\circ\text{C}$	2970 <sup>b</sup>	1090	1483.6	1383.9	1637
Density, $\text{g/cm}^3$ at 20 $^\circ\text{C}$	1.85	1.74	1.55	2.54	3.60
Hardness <sup>c</sup>	~ 5	2.0	1.5	1.8	~2
Electrical conductivity <sup>c</sup>	39.7	35.6	40.6	6.90	3.20
Flame color	None	None	Orange-red	Scarlet	Green

<sup>a</sup>For the reduction  $M^{2+}(\text{aq}) + 2 e^- \longrightarrow M(\text{s})$ .

<sup>b</sup>Boiling point at 5 mmHg pressure.

<sup>c</sup>See footnotes of Table 22.2.

## Elementi del gruppo IIA      Metalli alcalino-terrosi

La loro configurazione elettronica di valenza è  $ns^2$ .

Pertanto essi reagiscono perdendo i due elettroni e formando dicationi quali  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ .

Il **berillio** perde più difficilmente gli elettroni e tende a formare legami covalenti ( $E_{ion}$  più grande), gli altri hanno comportamento simile ai metalli alcalini e la loro reattività aumenta scendendo lungo il gruppo.

Reagiscono con acqua dando gli idrossidi e liberando idrogeno ma in maniera meno violenta dei metalli alcalini:



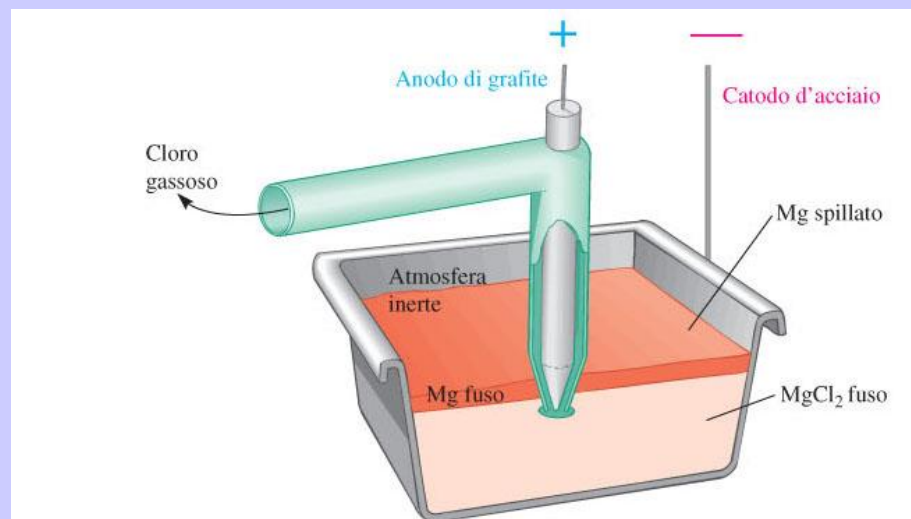
## Elementi del gruppo IIA      Metalli alcalino-terrosi

Formano tutti ossidi basici di formula  $MO$  che in acqua danno idrossidi che si comportano come basi forti



Fa eccezione il berillio il cui ossido (e idrossido) è anfotero.

I metalli alcalino terrosi non esistono liberi in natura e possono essere preparati per **elettrolisi** dei cloruri o per riduzione dell'ossido con un metallo che formi ossidi più stabili.



**Figura 22-6** Cella di elettrolisi di  $MgCl_2$  fuso. Il magnesio metallico si forma sul catodo d'acciaio e risale verso l'alto, da dove è spillato periodicamente. Il cloro gassoso si forma attorno all'anodo di grafite ed è aspirato via.

## Elementi del gruppo IIIA

Con gli elementi del gruppo IIIA si osserva una chiara tendenza all'aumento del carattere metallico scendendo lungo il gruppo dal boro al tallio.

	Al	Ga	In	Tl
Atomic number	13	31	49	81
Atomic (metallic) radius, pm	143	122	163	170
Ionic ( $M^{3+}$ ) radius, pm	53	62	79	88
Electronegativity	1.5	1.6	1.7	1.8
First ionization energy, $\text{kJ mol}^{-1}$	577.6	578.8	558.3	589.3
Electrode potential $E^\circ$ , $\text{V}^a$	-1.676	-0.56	-0.34	+0.72
Melting point, $^\circ\text{C}$	660.37	29.78	156.17	303.55
Boiling point, $^\circ\text{C}$	2467	2403	2080	1457
Density, $\text{g/cm}^3$ at 20 $^\circ\text{C}$	2.698	5.907	7.310	11.85
Hardness <sup>b</sup>	2.75	1.5	1.2	1.25
Electrical conductivity <sup>b</sup>	59.7	9.1	19.0	8.82

<sup>a</sup>For the reduction  $M^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \longrightarrow M(\text{s})$ .

<sup>b</sup>See footnotes of Table 22.2.

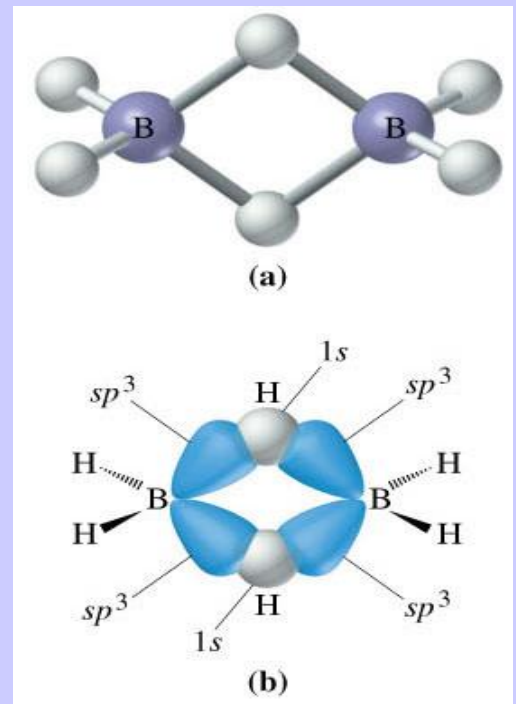
## Elementi del gruppo IIIA

Il primo elemento del gruppo, il **boro**, è un metalloide e la sua chimica è quella di un non-metallo.

Quello che formalmente è il suo idrossido,  $B(OH)_3$ , è un acido, l'acido borico, la cui formula spesso si indica come  $H_3BO_3$  e che ha proprietà antisettiche.

L'ossido del boro,  $B_2O_3$ , è un ossido acido e aggiunto al vetro gli conferisce resistenza alle alte temperature (Pyrex).

I composti del boro con idrogeno, i borani, esistono come multipli dell'unità  $BH_3$ . La molecola di borano  $BH_3$  non esiste come composto stabile. Il più semplice idruro di boro isolato è il diborano  $B_2H_6$ .



## Elementi del gruppo IIIA

Gli altri elementi del gruppo sono metalli con ossidi di formula generale  $M_2O_3$ , con carattere anfotero per i primi due elementi, Al e Ga, e basico per i due successivi, In e Tl.

Tutti gli elementi hanno configurazione elettronica  $ns^2 np^1$

Il boro condivide tali elettroni di valenza formando legami covalenti e dando lo stato di ossidazione +3.

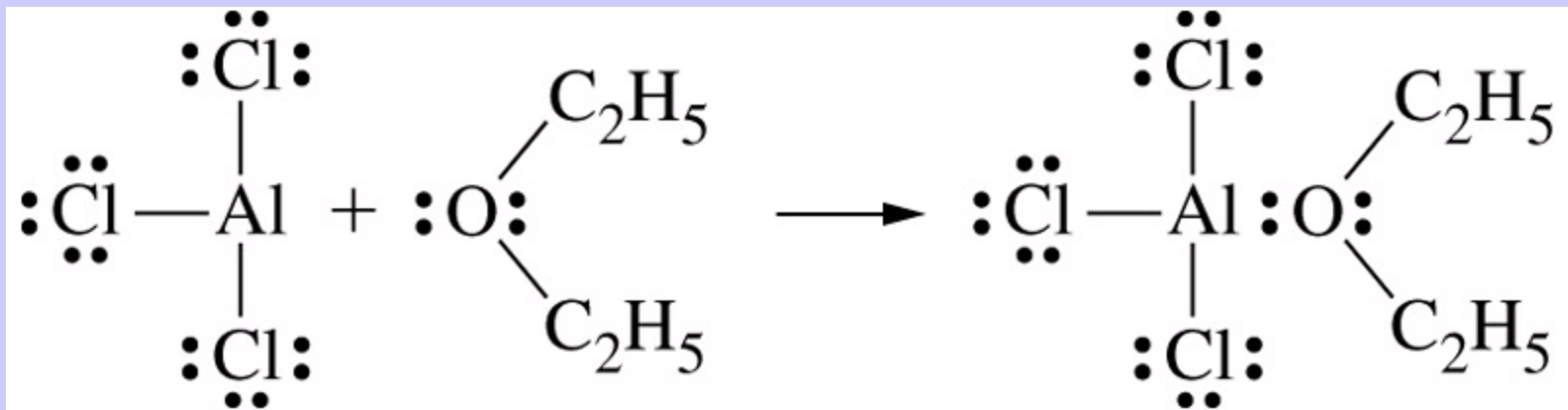
Gli altri elementi perdono i tre elettroni dando tricationi quali  $Al^{3+}$ ,  $Ga^{3+}$ ,  $In^{3+}$ ,  $Tl^{3+}$ . L'alluminio può anche formare legami covalenti polari.

Gli elementi più pesanti, dal gallio in poi, possono perdere solo l'elettrone p dando monocationi  $Ga^+$ ,  $In^+$ ,  $Tl^+$  la cui stabilità aumenta scendendo lungo il gruppo: lo stato di ossidazione +1 è il più stabile per il tallio.

## Elementi del gruppo IIIA

L'alluminio è l'elemento più importante del gruppo, è il terzo in ordine di abbondanza sulla crosta terrestre. Si trova in natura nei minerali sottoforma di ossido anfotero,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , e può essere ottenuto allo stato elementare tramite elettrolisi.

Gli alogenuri di alluminio sono acidi di Lewis molto reattivi e vengono spesso usati in chimica organica come catalizzatori.





# Elementi del gruppo IVA

Anche gli elementi del gruppo IV mostrano una tendenza ad un maggior carattere metallico scendendo lungo il gruppo dal C al Pb.

Il primo elemento del gruppo, il carbonio, è un non-metallo, i successivi due (silicio e germanio) sono metalloidi, mentre gli ultimi due, stagno e piombo, sono metalli.

Hanno una configurazione elettronica di valenza  $ns^2 np^2$

4A
6 C 12.011
14 Si 28.0855
32 Ge 72.61
50 Sn 118.710
82 Pb 207.2

Property	Carbon	Silicon	Germanium	Tin	Lead
Valence electron configuration	$2s^2 2p^2$	$3s^2 3p^2$	$4s^2 4p^2$	$5s^2 5p^2$	$6s^2 6p^2$
Melting point (°C)	>3550*	1414	938	232 <sup>†</sup>	327
Boiling point (°C)		3265	2833	2602	1749
Density (g/cm <sup>3</sup> )	3.51*	2.33	5.32	7.26 <sup>†</sup>	11.3
Abundance in Earth's crust (mass %)	0.020	28.2	0.0005	0.0002	0.0013
Common oxidation states	+2, +4	+4	+4	+2, +4	+2, +4
Atomic radius (pm)	77	117	122	140	175
First ionization energy (kJ/mol)	1086	786	762	709	716
Electronegativity	2.5	1.8	1.8	1.8	1.9
Redox potential, E° (V) for $M^{2+}(aq) + 2 e^- \rightarrow M(s)$				-0.14	-0.13

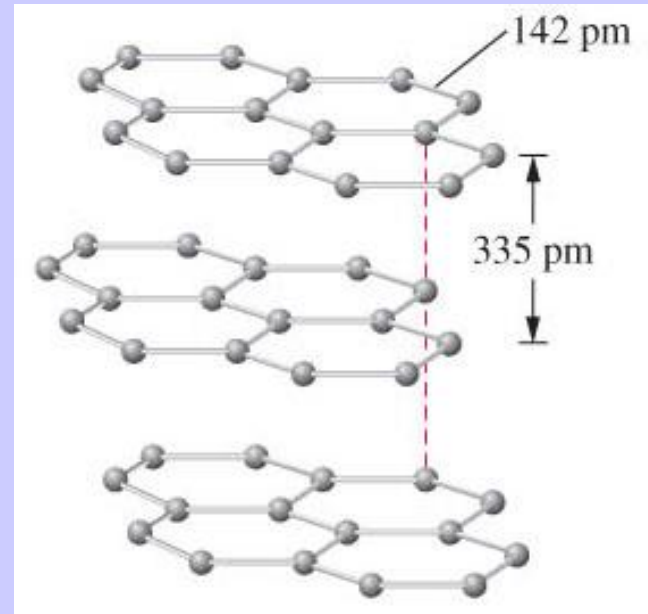
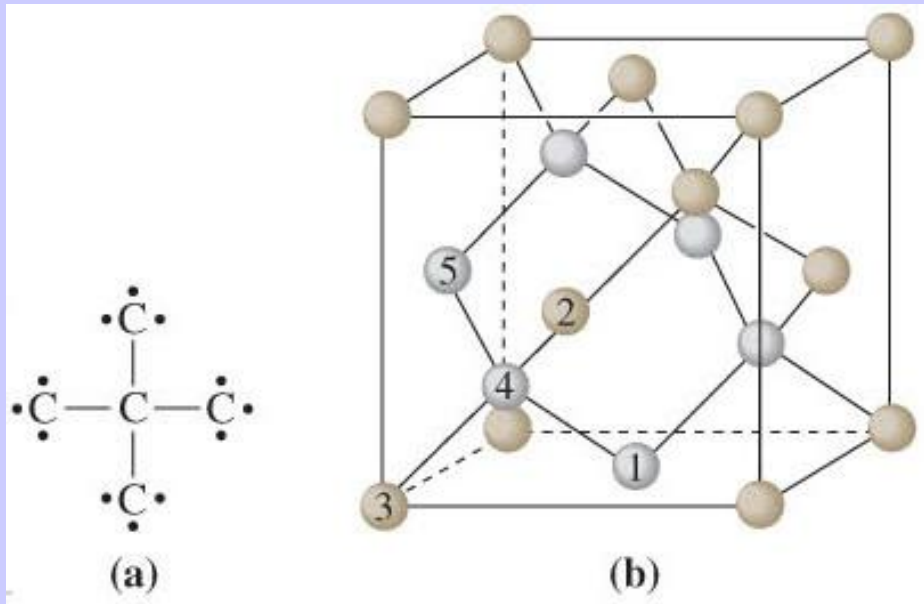


## Elementi del gruppo IVA

Il carbonio e il silicio formano molti composti covalenti a geometria tetraedrica impiegando orbitali ibridi  $sp^3$ .

Il carbonio forma anche molti altri composti impiegando orbitali ibridi  $sp^2$  e  $sp$ , che il silicio non forma.

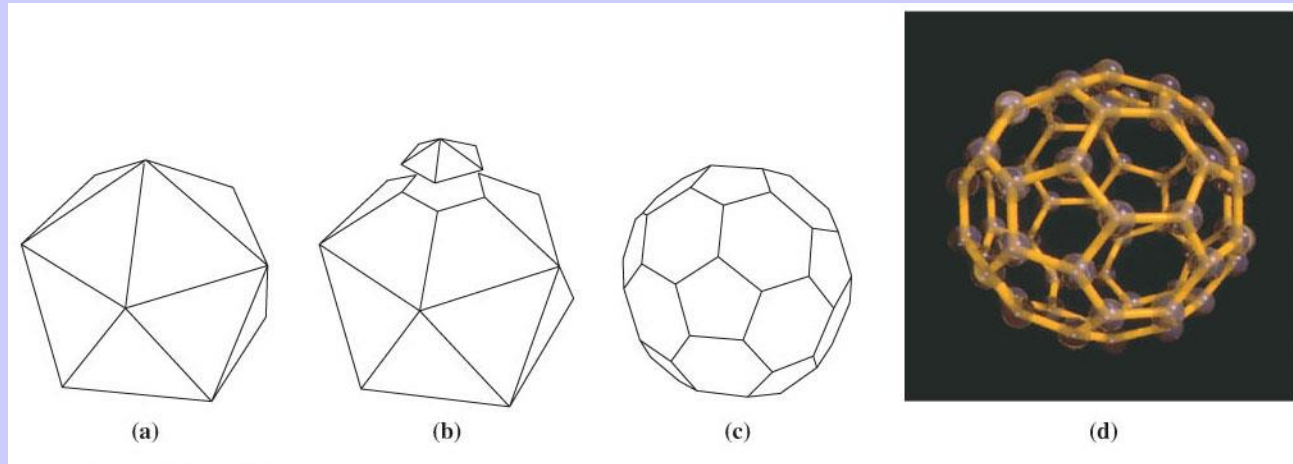
Il carbonio esiste in due forme allotropiche: **grafite** ( $sp^2$ ) e **diamante** ( $sp^3$ ): la prima nera, morbida e conduttore di elettricità, il secondo trasparente, duro e isolante.



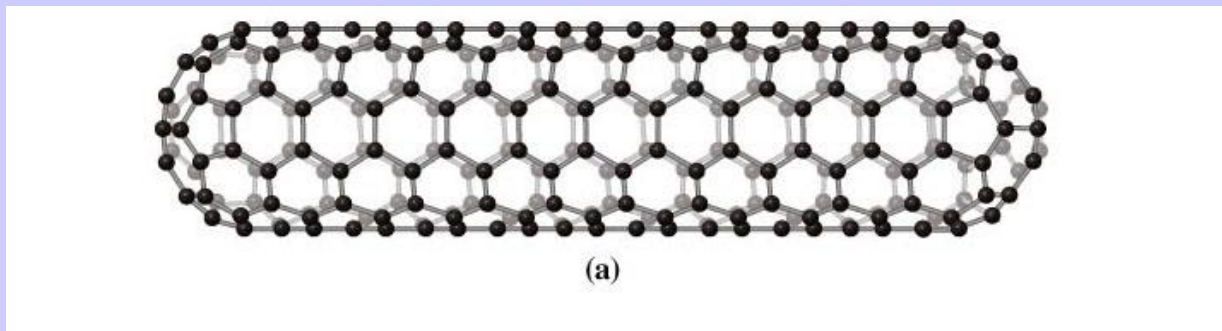
# Recenti forme allotropiche del carbonio: fullereni e nanotubi

Molecole grandi con carboni ibridati  $sp^2$

**Fullereni:** isosaedro troncato

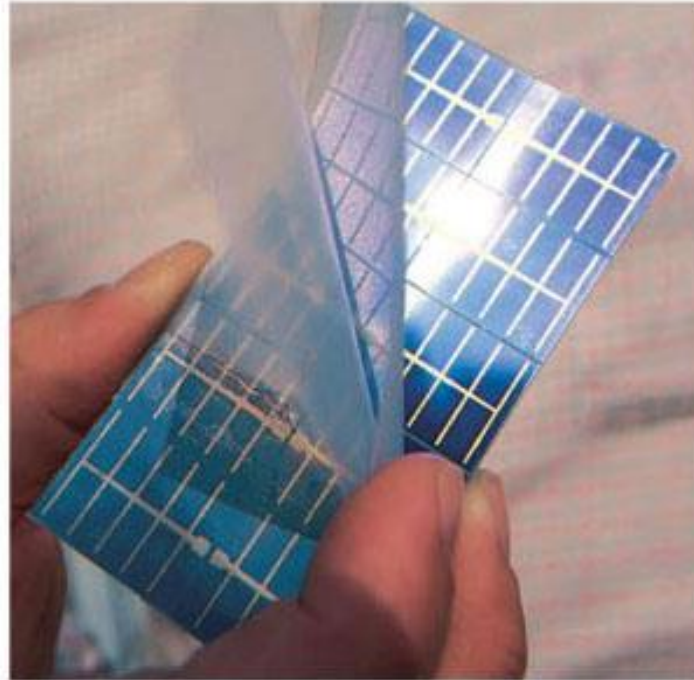


**Nanotubi:** piani di grafite arrotolati



## Elementi del gruppo IVA

Il silicio (e il germanio) allo stato elementare ha la stessa struttura del diamante con gli atomi di silicio ibridizzati  $sp^3$  ed è un solido grigio semiconduttore.



Il silicio puro è usato nei pannelli solari per immagazzinare energia.

## Elementi del gruppo IVA

Stagno e piombo sono tipici metalli, entrambi teneri, malleabili e fondono a temperatura basse. In realtà allo stato elementare lo stagno esiste in due forme allotropiche cristalline  $\alpha$  e  $\beta$ . La forma  $\alpha$  (stagno grigio) "non-metallica" è stabile sotto i  $13^\circ\text{C}$ , mentre quella  $\beta$  (stagno bianco) "metallica" è stabile sopra i  $13^\circ\text{C}$ .

	Sn	Pb
Atomic number	50	82
Atomic (metallic) radius, pm	141	175
Ionic ( $\text{M}^{2+}$ ) radius, pm	93	118
First ionization energy, $\text{kJ mol}^{-1}$	709	716
Electrode potential $E^\circ$ , V		
$[\text{M}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{M}(\text{s})]$	-0.137	-0.125
$[\text{M}^{4+}(\text{aq}) + 2 \text{e}^- \longrightarrow \text{M}^{2+}(\text{aq})]$	+0.154	+1.5
Melting point, $^\circ\text{C}$	232	327
Boiling point, $^\circ\text{C}$	2623	1751
Density, $\text{g/cm}^3$ at $20^\circ\text{C}$	5.77 (a, gray) 7.29 (b, white)	11.34
Hardness <sup>a</sup>	1.6	1.5
Electrical conductivity <sup>a</sup>	14.4	7.68

## Elementi del gruppo IVA

Una delle principali proprietà del carbonio è la sua capacità di formare legami covalenti forti con altri atomi di carbonio per formare una gran varietà di catene ed anelli: esso dà così luogo insieme a pochi altri elementi (H, O, N, ...) a milioni di composti noti come **composti organici**.

**Carbonio, silicio e germanio** condividono i loro elettroni di valenza  $ns^2 np^2$  formando quattro legami covalenti, talvolta due con una coppia solitaria.

**Stagno e piombo** tendono a perdere tutti e quattro gli elettroni di valenza oppure soltanto i due elettroni  $np^2$  dando luogo a composti con stato di ossidazione +4 e +2.

## Elementi del gruppo IVA - ossidi

Tutti gli elementi del gruppo formano ossidi di formula generale  $EO_2$ .

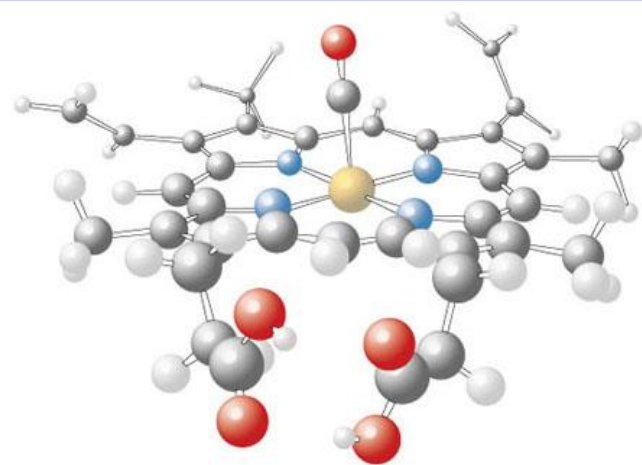
Il biossido di carbonio è un ossido acido e si scioglie in acqua formando soluzioni acquose di acido carbonico:



Il carbonio presenta anche un ossido in cui assume numero di ossidazione pari a +2, il monossido di carbonio,  $CO$ . Questo non ha carattere acido ed è meno stabile del biossido di carbonio. È un gas velenoso, poiché tende a legarsi con il ferro dell'emoglobina spostando le molecole di ossigeno.

### CO legato all'emoglobina

Il monossido di carbonio si lega agli atomi di ferro più fortemente dell'ossigeno. Così quantità tossiche di monossido di carbonio possono portare alla morte per mancanza di ossigeno. La parte della molecola di emoglobina mostrata qui è detta *eme*. Un atomo di ferro (giallo) è al centro del gruppo ed è circondato da quattro atomi di azoto. Nell'emoglobina una molecola di  $O_2$  si colloca sopra al piano formato dagli atomi di azoto e ferro, ma qui è stata sostituita dalla molecola  $CO$  (nera e rossa).

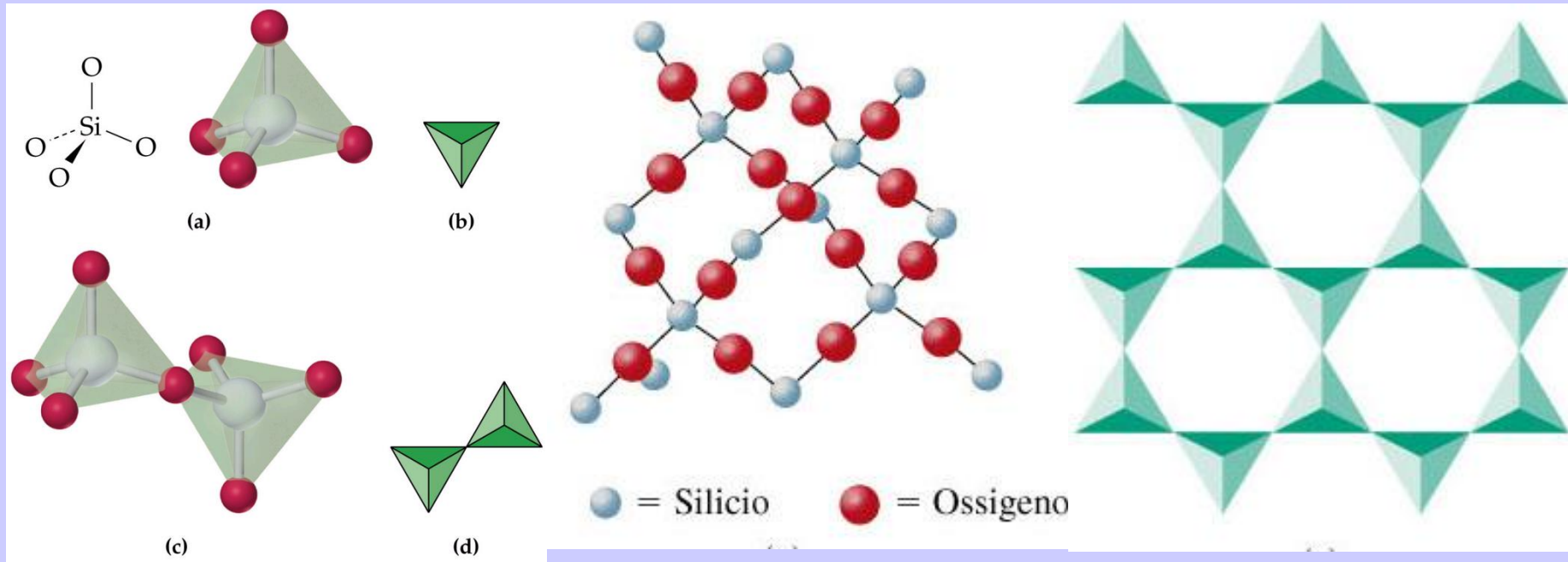




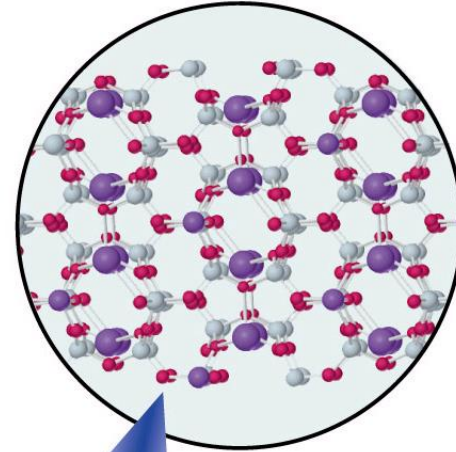
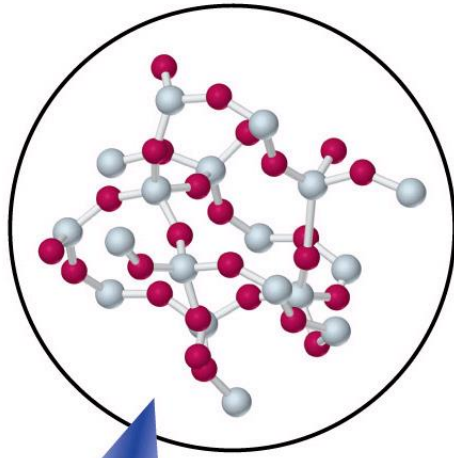
# Elementi del gruppo IVA - ossidi

Il biossido di silicio (silice) è uno dei costituenti principali della crosta terrestre. È un ossido acido, ma reagisce direttamente solo con ossidi basici o carbonati per dare silicati.

Esiste un enorme quantità di silicati minerali tutti basati sull'unità tetraedrica. I silicati più semplici contengono lo ione  $\text{SiO}_4^{2-}$ , ma altri più complessi sono costituiti da più tetraedri di  $\text{SiO}_4$  fusi tramite un ossigeno comune.



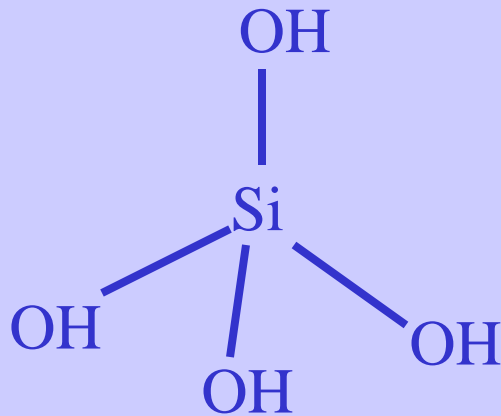
# Elementi del gruppo IVA - ossidi





## Elementi del gruppo IVA - ossidi

Lo ione ortosilicato,  $\text{SiO}_4^{4-}$ , è formalmente l'anione dell'acido silicico,  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , che però non è stabile.



Anche il biossido di silicio ha una struttura basata su unità tetraedriche  $\text{SiO}_4$  con tutti gli ossigeni in comune, di modo che non rimane alcuna carica negativa

I biossidi di stagno e piombo,  $\text{SnO}_2$  e  $\text{PbO}_2$ , sono ossidi anfoteri, così come i monossidi  $\text{SnO}$  e  $\text{PbO}$ .

Poiché il piombo preferisce lo stato di ossidazione +2 i composti del Pb(IV) tendono a ridursi a Pb(II).  $\text{PbO}_2$  è quindi un buon agente ossidante (accumulatori a piombo).

# Elementi del gruppo VA

Anche gli elementi del gruppo VA mostrano un graduale passaggio da non metalli (**azoto**, **fosforo**) a semimetalli (**arsenico**, **antimonio**) e infine a metalli (**bismuto**) scendendo lungo il gruppo.

	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	B	C	N	O	F	He
	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IIB	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

Hanno tutti una config. elettronica di valenza  $ns^2np^3$ .

L'azoto è un gas costituito da molecole biatomiche  $N_2$  poco reattive; il fosforo nella sua forma allotropica più comune è un solido bianco costituito da molecole  $P_4$ ; l'arsenico e l'antimonio sono solidi friabili, e il bismuto è un metallo.

Gli stati di ossidazione più comuni sono **-3**, **+3** e **+5**. Questi elementi formano ossidi con formule minime  $E_2O_3$  ed  $E_2O_5$  con stati di ossidazione **+3** e **+5**.

Per il fosforo le formule molecolari sono doppie,  $P_4O_6$  e  $P_4O_{10}$ . L'azoto forma anche gli ossidi  $N_2O$  (+1),  $NO$  (+2) e  $NO_2$  (+4).

Gli ossidi dell'azoto e del fosforo sono ossidi acidi e con acqua formano acidi; i più comuni sono quelli con stato di ossidazione maggiore: acido nitrico ( $HNO_3$ ) e acido fosforico ( $H_3PO_4$ ), entrambi con stato di ossidazione +5.



Gli ossidi di antimONIO e bismuto sono anfoteri.

Azoto e fosforo formano idruri basici di formula  $NH_3$  (ammoniaca) e  $PH_3$  (fosfina) con stato di ossidazione -3.

## Azoto

In forma elementare esiste come molecola biatomica  $N_2$ , che costituisce circa il 78% dell'atmosfera. Tale molecola è molto poco reattiva a causa del triplo legame  $N \equiv N$  con BE di 942 kJ. Reagisce tuttavia con i metalli più reattivi (gruppi IA e IIA) formando nitruri ionici in cui compare come ione nitruro  $N^{3-}$ :



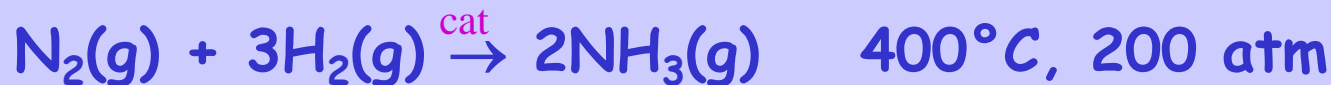
L' $N^{3-}$  è una base forte e reagisce con acqua per dare  $NH_3$ :



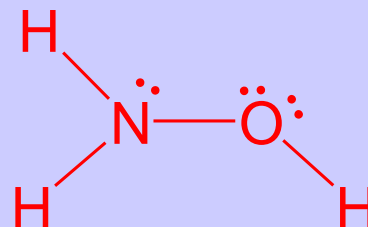
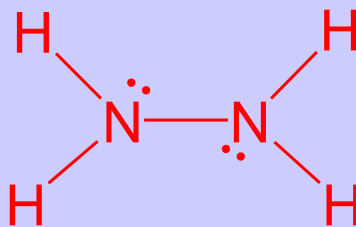
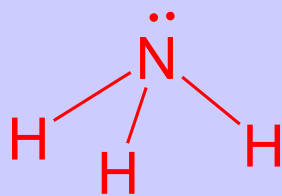
Con gli altri elementi l'azoto forma legami covalenti dando luogo a solidi covalenti con i metalli meno reattivi e a composti molecolari con altri non metalli.

L'azoto presenta tutti gli stati di ossidazione da  $-3$  a  $+5$ , di cui i più comuni sono  $-3$ ,  $+3$  e  $+5$ . Nei nitruri l'azoto ha stato di ossidazione  $-3$ . Questo è lo stesso stato di ossidazione che si presenta nel composto molecolare ammoniacca,  $NH_3$ , un gas irritante che si comporta da base debole sciogliendosi in acqua per dare soluzioni basiche.

Viene preparata con il processo Haber dagli elementi  $N_2$  e  $H_2$  a temperature e pressioni elevate in presenza di catalizzatori:



Con acidi forma sali di ammonio, quali  $NH_4Cl$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $NH_4NO_3$ , che contengono lo ione poliatomico ammonio  $NH_4^+$  e sono usati come fertilizzanti. L'azoto si presenta anche in altri stati di ossidazione negativi quali l'idrazina  $N_2H_4$  (-2), formalmente derivata dall'ammoniaca sostituendo un idrogeno con un gruppo  $NH_2$ , e idrossilammina  $NH_2OH$  (-1), derivata dall'ammoniaca sostituendo un idrogeno con un gruppo  $OH$ .



L'azoto è presente in tutti gli stati di ossidazione positivi da +1 a +5 di cui i più comuni sono di gran lunga +3 e +5, quali ad esempio l'acido nitroso e l'acido nitrico e i loro sali:

$\text{HNO}_2$  acido nitroso (debole)       $\text{NO}_2^-$  ione nitrito      +3

$\text{HNO}_3$  acido nitrico (forte)       $\text{NO}_3^-$  ione nitrato      +5

Formalmente questi acidi derivano dagli ossidi  $\text{N}_2\text{O}_3$  e  $\text{N}_2\text{O}_5$  (anidridi nitrosa e nitrica):



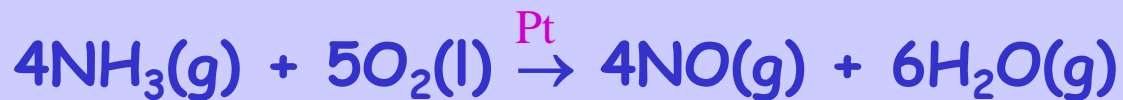
Questi ossidi sono però difficili da preparare e poco comuni. Molto più comuni sono gli ossidi  $\text{N}_2\text{O}$  (+1),  $\text{NO}$  (+2),  $\text{NO}_2$  (+4) e  $\text{N}_2\text{O}_4$  (+4).

L'ossido di diazoto  $\text{N}_2\text{O}$  è un gas incolore con proprietà anestetiche e si prepara riscaldando il nitrato di ammonio:



L'ossido di azoto  $\text{NO}$  si può formare per reazione diretta di azoto ed ossigeno a temperature molto elevate ma industrialmente lo si prepara per ossidazione dell'ammonica con ossigeno in presenza di platino come catalizzatore:

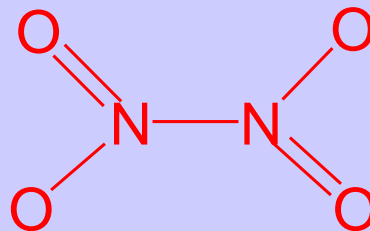
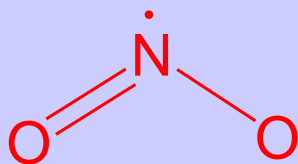
L'ossido di azoto **NO** si può formare per reazione diretta di azoto ed ossigeno a temperature molto elevate ma industrialmente lo si prepara per ossidazione dell'ammonica con ossigeno in presenza di platino come catalizzatore:



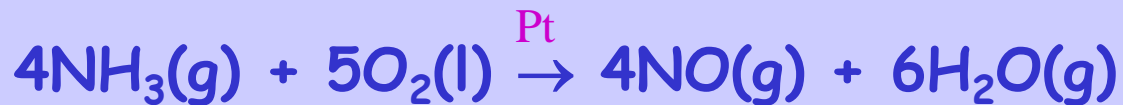
L'NO si ossida facilmente in aria a biossido di azoto **NO<sub>2</sub>**:



L'NO<sub>2</sub> ha un elettrone spaiato sull'azoto e due molecole possono formare un legame N-N producendo il tetrossido di diazoto **N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>** in una reazione di equilibrio:



Le precedenti reazioni sono alla base del processo Ostwald per la sintesi industriale dell'acido nitrico:



La terza reazione è una dismutazione e l'NO prodotto viene riciclato al secondo stadio.

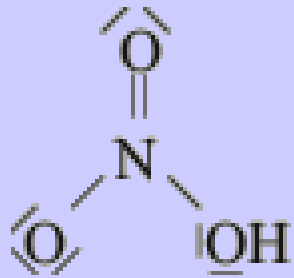
L'acido nitrico è un acido forte ma ha anche proprietà ossidanti potendosi ridurre a NO o NO<sub>2</sub> come in:



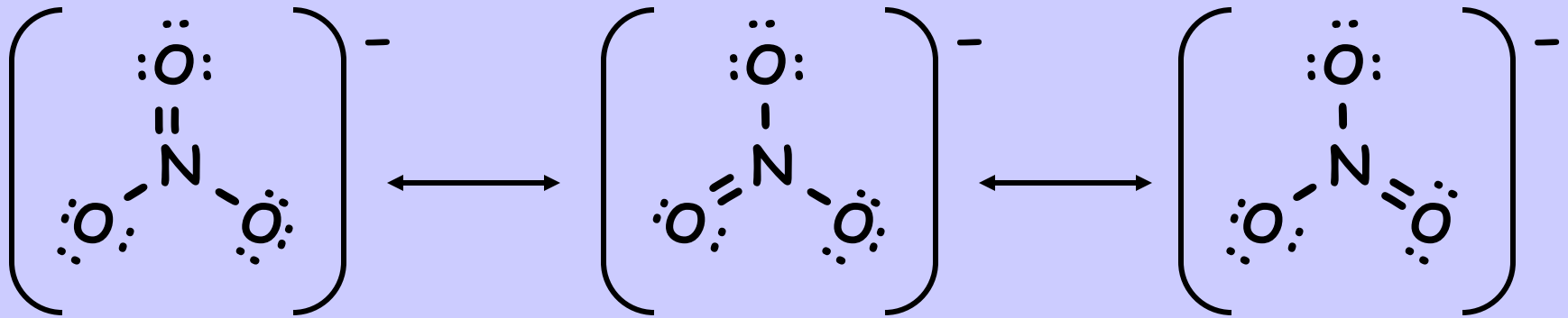
Il suo potere ossidante è illustrato dall'elevato potenziale standard della seguente semireazione:



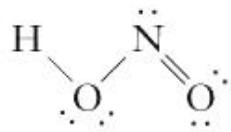




acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ )



Ione nitrato ( $\text{NO}_3^-$ )



acido nitroso

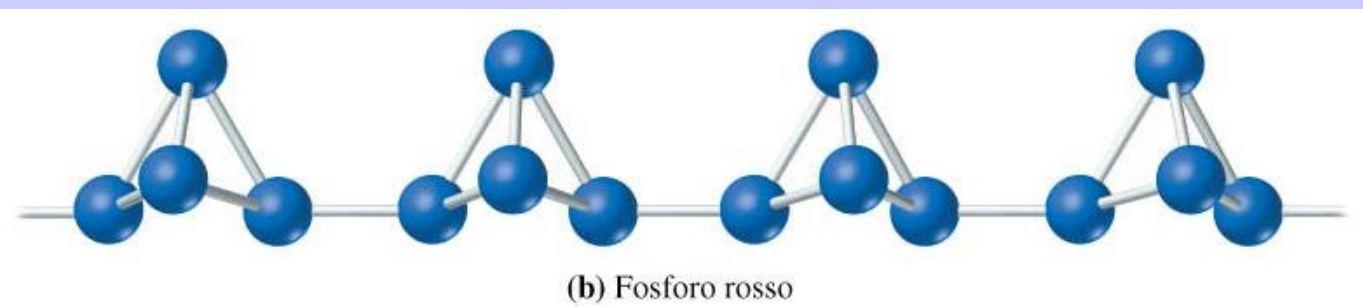
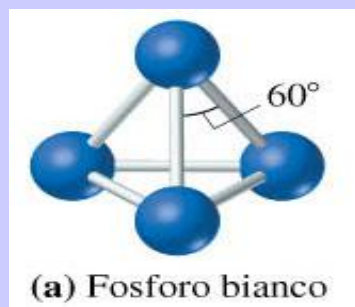


ione nitrito



# Fosforo

Il fosforo è presente in natura in tre diverse forme allotropiche: **fosforo bianco**, **fosforo rosso** e fosforo nero. La più comune è il fosforo bianco che è costituito da molecole  $P_4$  in cui gli atomi di fosforo sono situati ai vertici di un tetraedro. Il fosforo rosso è costituito da catene di frammenti  $P_4$  in cui un legame P-P si rompe permettendo la formazione di nuovi legami intermolecolari P-P, mentre il fosforo nero è un solido covalente con struttura complessa.



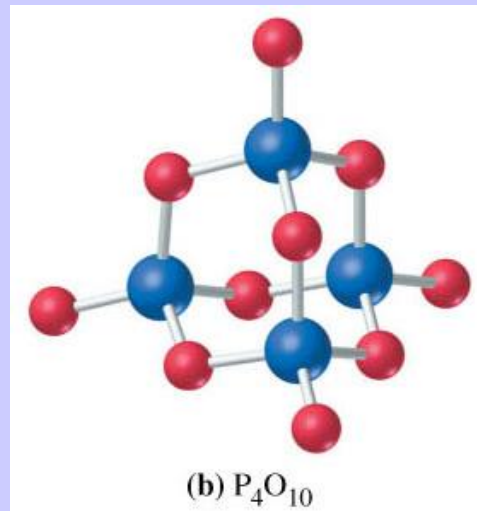
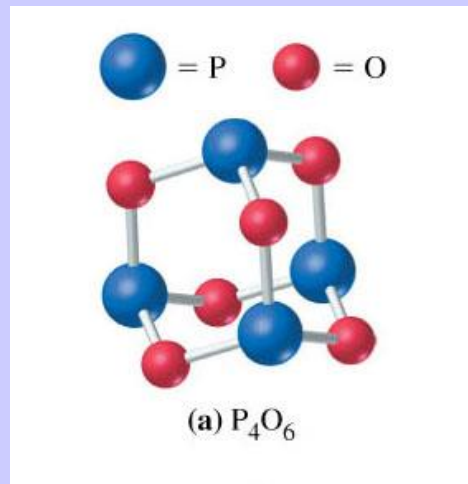
A causa dell'angolo di legame P-P-P di  $60^\circ$  molto inferiore a quello di  $90^\circ$  previsto per la sovrapposizione di orbitali  $3p$ , il fosforo bianco è molto reattivo e brucia all'aria.

Si prepara per riscaldamento di fosfato di calcio  $Ca_3(PO_4)_2$  con carbone e silice ad alte temperature.

Gli altri due allotropi si ottengono per riscaldamento in assenza d'aria del fosforo bianco e sono molto meno reattivi.

Il fosforo presenta stati di ossidazione da **-3** a **+5**, di cui i più comuni sono **+3** e **+5**. Con i metalli forma fosfuri, formalmente costituiti da ioni  $P^{3-}$  che però sono in pratica solidi covalenti a causa della bassa elettronegatività del fosforo. Nello stato di ossidazione **-3** forma il composto molecolare fosfina  $PH_3$ .

Con l'ossigeno il fosforo può formare due ossidi acidi  $P_4O_6$  (**+3**), e  $P_4O_{10}$  (**+5**) con formula molecolare doppia rispetto a quelle minime previste  $P_2O_3$  e  $P_2O_5$  :



Essi corrispondono alle anidridi degli acidi fosforoso  $H_3PO_3$  e fosforico  $H_3PO_4$  con stati di ossidazione **+3** e **+5**:

$H_3PO_3$  acido fosforoso       $HPO_3^{2-}$  ione fosfito      **+3**

$H_3PO_4$  acido fosforico       $PO_4^{3-}$  ione fosfato      **+5**

Questi acidi si ottengono per reazioni degli ossidi con acqua:



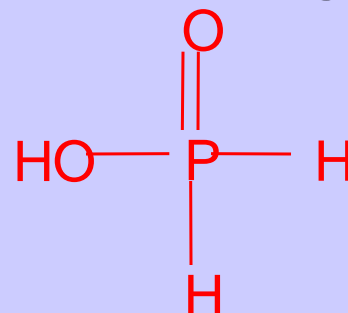
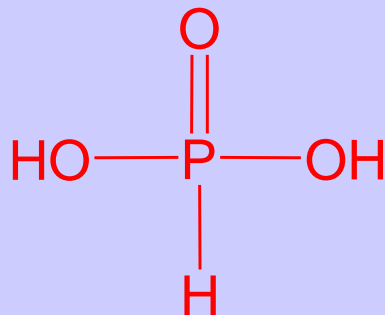
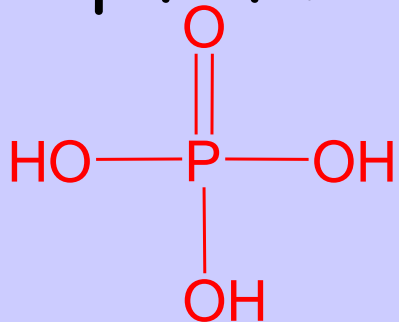
Esiste anche l'acido ipofosforoso anche se raro:

$H_3PO_2$  acido ipofosforoso       $H_2PO_3^-$  ione ipofosfito      **+3**

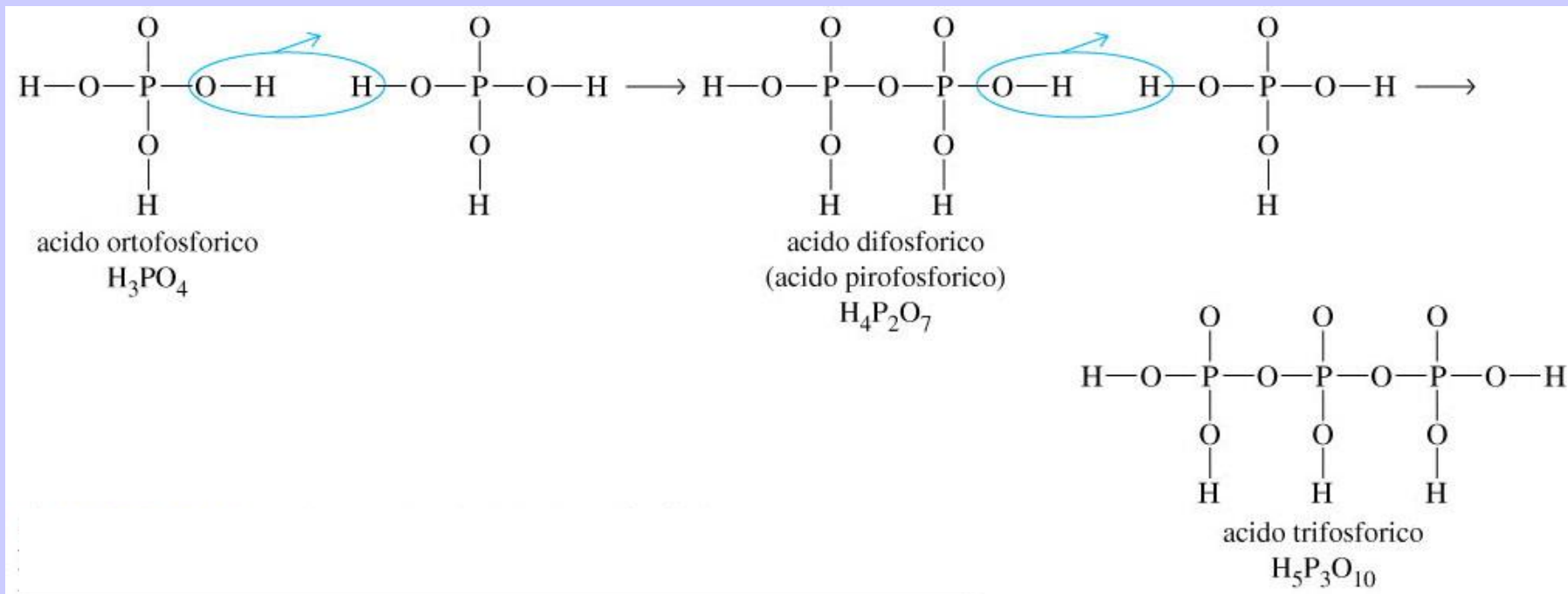
L'acido fosforico o ortofosforico è il più importante ed è un acido debole triprotico cioè con tre idrogeni acidi ed è impiegato per la preparazione di fertilizzanti e detersivi.

L'acido fosforoso è più debole e diprotico (un H è legato al P)

L'acido ipofosforoso è debole e monoprotico (due H legati al P)



L'acido ortofosforico per riscaldamento può subire reazioni di condensazione con perdita di molecole di acqua e formazione di acidi fosforici più complessi quali il difosforico  $H_4P_2O_7$  (o pirofosforico) il trifosforico  $H_5P_3O_{10}$ , etc.



Questi fanno parte della serie degli acidi polifosforici con struttura a catena lineare e formula generale  $H_{n+2}P_nO_{3n+1}$ . Se la catena è ciclica si ha la serie degli acidi metafosforici di formula generale  $H_nP_nO_{3n}$ .

# Elementi del gruppo VIA

Anche questi elementi mostrano un graduale passaggio da non metalli (ossigeno, zolfo, selenio) a semimetalli (tellurio) e infine a metalli (polonio) scendendo lungo il gruppo.

	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	B	C	N	O	F	He
	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IIB	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

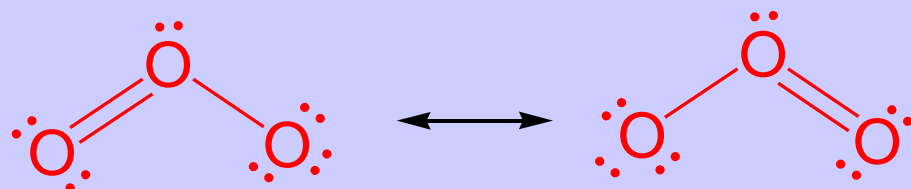
L'ossigeno è un gas costituito da molecole biatomiche  $O_2$  ma possiede anche un allotropo, noto come ozono  $O_3$ . Lo zolfo è un solido friabile giallo costituito nella forma allotropica più stabile da molecole  $S_8$  e analogo comportamento ha il selenio.

Gli stati di ossidazione più comuni sono  $-2$ ,  $+4$  e  $+6$ .

Tutti gli elementi formano idruri di formule  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$  e stato di ossidazione  $-2$ .

# Ossigeno

Nella forma più stabile è costituito da molecole biatomiche,  $O_2$ , paramagnetiche e con un doppio legame  $O=O$ .  
Esiste anche nella forma allotropica  $O_3$  (ozono):



L'ossigeno è molto reattivo e forma composti binari con quasi tutti gli elementi, in genere ossidi. Un **ossido** è un composto binario con l'ossigeno nello stato di ossidazione **-2**. L'ossigeno reagisce con i metalli per dare ossidi ionici di tipo basico. Con i metalli alcalini può formare anche **perossidi** e **superossidi**.



**ossido**

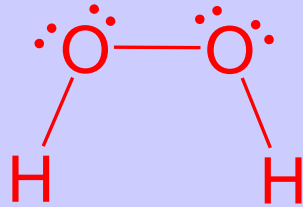
**perossido**

**superossido**



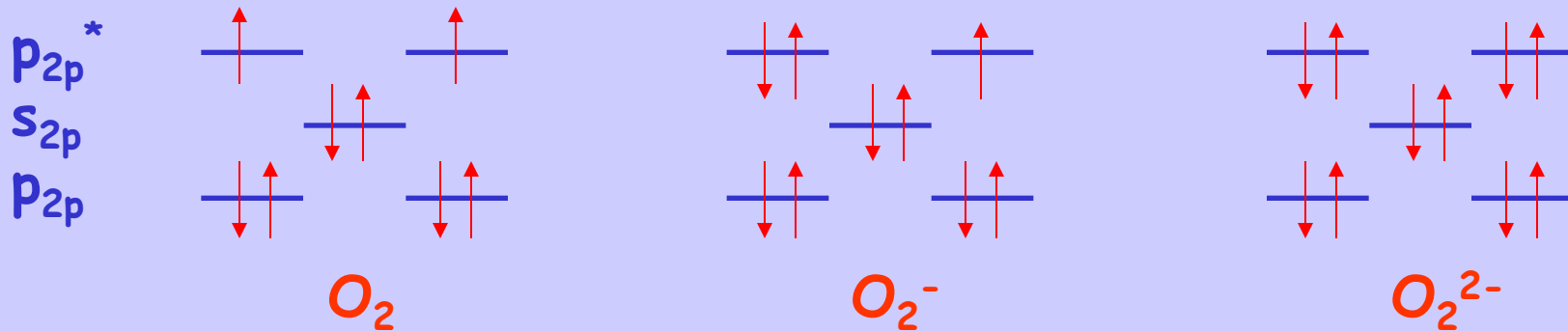


Sono noti anche perossidi covalenti  $-O-O-$  quale il **perossido di idrogeno** o acqua ossigenata  $H_2O_2$ .



La distanza di legame O-O aumenta nell'ordine:

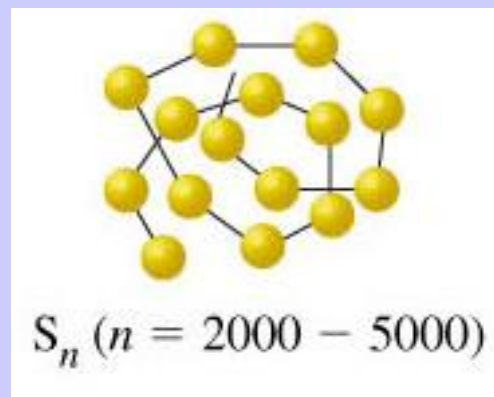
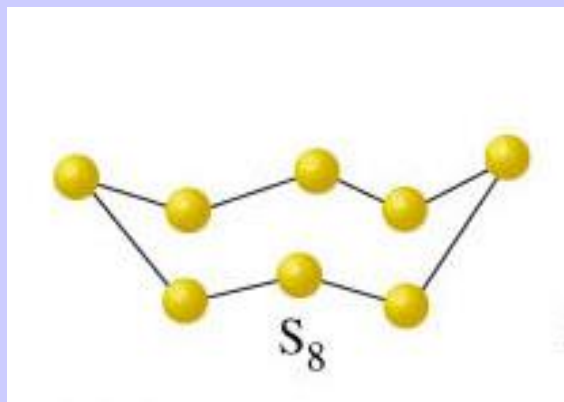
$O_2$	<b>ossigeno</b>	o.l. = 2	2 el. spaiati
$O_2^-$	<b>superossidi</b>	o.l. = 1.5	1 el. spaiati
$O_2^{2-}$	<b>perossidi</b>	o.l. = 1	diamagnetico



L'ossigeno reagisce con i non metalli per formare ossidi covalenti di tipo acido quali  $CO_2$ ,  $NO$ ,  $SO_2$ , ....

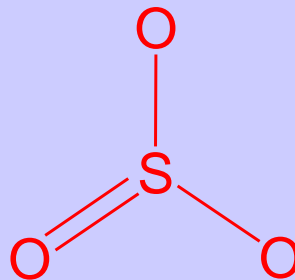
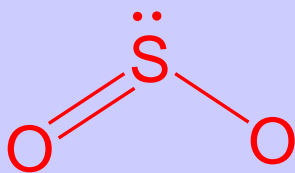
## Zolfo

Lo zolfo può esistere in diverse forme allotropiche delle quali le più comuni sono lo zolfo rombico (il più stabile), lo zolfo monoclinico e lo zolfo plastico. Lo zolfo rombico e monoclinico consistono entrambi di molecole cicliche  $S_8$  e differiscono solo per la loro disposizione spaziale in diversi reticoli cristallini. Lo zolfo plastico è costituito da lunghe catene  $..-S-S-S-S-..$  avvolte a spirale e si ottiene per raffreddamento improvviso di zolfo rombico fuso, in cui le catene  $S_8$  si sono aperte. Lo zolfo rombico è presente come elemento in natura.



Lo zolfo bolle a  $445^{\circ}\text{C}$  e in forma vapore è costituito oltre che da molecole  $S_8$  anche da molecole più piccole  $S_6$ ,  $S_4$  e  $S_2$ .

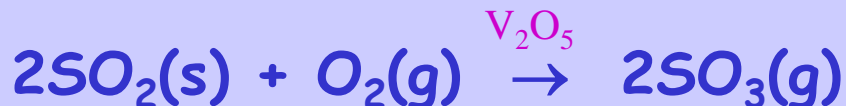
Lo zolfo presenta tutti gli stati di ossidazione da **-2** a **+6**, di cui i più comuni sono **-2**, **+4** e **+4**. Con i metalli più reattivi forma solfuri ionici in cui compare come ioni **S<sup>2-</sup>** con stato di ossidazione **-2**. Questo è lo stesso stato di ossidazione che si presenta nel composto molecolare solfuro di idrogeno, **H<sub>2</sub>S**, un gas velenoso e maleodorante noto anche come **acido solfidrico** perché si scioglie in acqua per dare soluzioni acide. Lo zolfo forma due ossidi principali il biossido di zolfo **SO<sub>2</sub>** e il triossido di zolfo **SO<sub>3</sub>**.



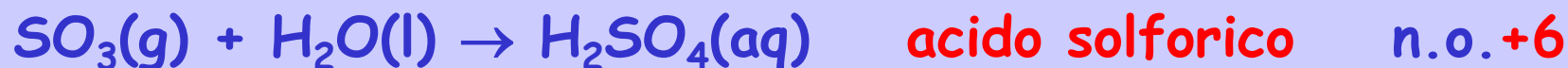
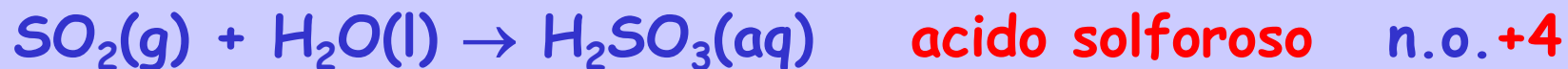
L'**SO<sub>2</sub>** si ottiene per reazione dello zolfo con ossigeno



mentre l'**SO<sub>3</sub>** si ottiene per reazione dell'**SO<sub>2</sub>** con ossigeno catalizzata da **NO** o pentossido di divanadio:



Zolfo (e selenio) formano ossidi di formula  $SO_2$  e  $SO_3$  ( $SeO_2$  e  $SeO_3$ ) che in acqua danno gli acidi solforoso e solforico:



L'acido solforico è forte nella sua prima dissociazione e debole nella seconda mentre l'acido solforoso è debole.

Mentre il primo elemento, l'ossigeno, può impiegare solo orbitali **s** e **p** e deve rispettare la regola dell'ottetto, gli elementi successivi possono impiegare anche orbitali **d** e possono impegnare fino a sei coppie raggiungendo gli stati di ossidazione **+4** e **+6**.

						VIIIA
						He
	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	
	B	C	N	O	F	Ne
	Al	Si	P	S	Cl	Ar
IIB						
	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

# Elementi del gruppo VIIA

Gli elementi di questo gruppo sono detti **alogeni** e hanno proprietà molto simili essendo tutti non metalli eccetto l'astato che però è raro e radioattivo.

	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	B	C	N	O	F	He
	Al	Si	P	S	Cl	Ne
IIB	Ga	Ge	As	Se	Br	Ar
	In	Sn	Sb	Te	I	Kr
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Xe
						Rn

Allo stato elementare esistono tutti come molecole biatomiche  $X_2$ :  $F_2$  e  $Cl_2$  sono gas molto reattivi,  $Br_2$  è un liquido e  $I_2$  è un solido.

Gli stato di ossidazione più comune è **-1** e corrisponde all'acquisto di un elettrone per passare dalla configurazione  $ns^2np^5$  a quella a guscio chiuso  $ns^2np^6$  del tipo gas nobile.

Formano tutti idruri  $HX$  di spiccate caratteristiche acide, detti anche **acidi alogenidrici**, sempre con stato di ossidazione **-1**. L'acidità aumenta nell'ordine  $HF < HCl < HBr < HI$

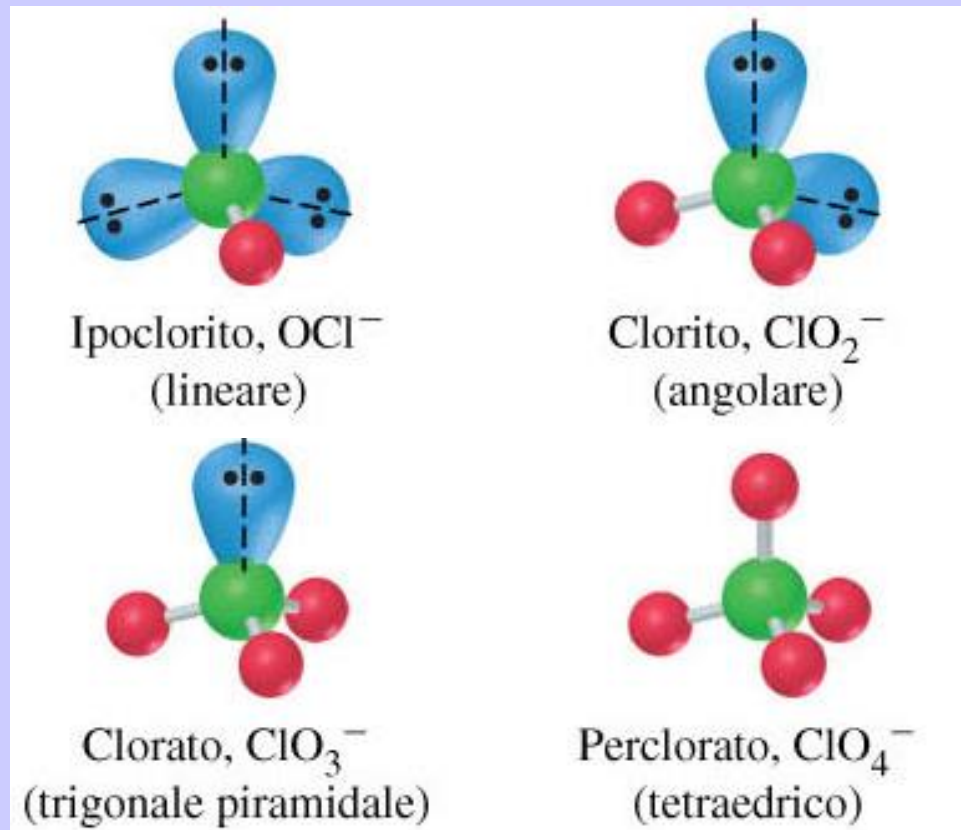
Questo è l'unico stato di ossidazione possibile per il fluoro (l'elemento più elettronegativo) mentre gli altri alogeni formano anche composti, prevalentemente con l'ossigeno, in cui hanno stato di ossidazione **+1**, **+3**, **+5**, **+7** e impiegano per la formazione dei legami orbitali **d**.

I più comuni sono gli ossiacidi e i rispettivi anioni:

$HClO$	acido ipocloroso	$ClO^-$	ione ipoclorito	n.o. +1
$HClO_2$	acido cloroso	$ClO_2^-$	ione clorito	n.o. +3
$HClO_3$	acido clorico	$ClO_3^-$	ione clorato	n.o. +5
$HClO_4$	acido perclorico	$ClO_4^-$	ione perclorato	n.o. +7

Stessi composti (con analoga nomenclatura) forma il bromo e, in parte, lo iodio.

Le strutture degli anioni sono :



e quelle degli acidi del tutto analoghe con un idrogeno legato ad uno degli ossigeni.



## Elementi del gruppo VIII A

Sono noti anche come **gas nobili** o **gas inerti** e sono tutti gas monoatomici presenti in piccole quantità (specie l'argon) nell'atmosfera.

Poiché hanno configurazione elettronica  $ns^2 np^6$  particolarmente stabile hanno un'elevata energia di ionizzazione ed un'affinità elettronica positiva e quindi reattività praticamente nulla.

Negli anni '60 sono stati preparati composti dello xeno con i due elementi più reattivi, fluoro ed ossigeno, quali  $XeF_4$  e  $XeO_3$ , ed in seguito anche per Kripto e radon. Sono composti altamente instabili e si decompongono violentemente negli elementi costituenti.

Il nome di gas inerte è quindi, almeno per gli ultimi tre elementi, ormai inappropriato.



Fra le loro caratteristiche principali ricordiamo:

Sono tutti metalli duri ed altofondenti (eccetto IIB)

- Presentano diversi stati di ossidazione (eccetto IIB) e quindi partecipano spesso a reazioni di ossido-riduzione.

- I loro composti sono spesso colorati e molti sono para magnetici (in contrasto con la maggior parte dei composti degli elementi dei gruppi principali che sono incolori e diamagnetici).

		IA	IIA	IIIB	GRUPPI																														
		(1)	(2)	(3)	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIII B			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA																
		(1)	(2)	(3)	(4)	(5)	(6)	(7)	(8)	(9)	(10)	(11)	(12)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)																
		blocco degli orbitali s																	blocco degli orbitali p						2										
		s <sup>1</sup>	s <sup>2</sup>																					s <sup>2</sup>											
n = 1		1 H																											2 He						
n = 2		3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne												
n = 3		11 Na	12 Mg															13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar												
n = 4		19 K	20 Ca	21 Sc	blocco degli orbitali d														31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr											
n = 5		37 Rb	38 Sr	39 Y	blocco degli orbitali f														49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe											
n = 6		55 Cs	56 Ba	57 La	58 Ce	71 Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn														
n = 7		87 Fr	88 Ra	89 Ac	90 Th	103 Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110	111	112																				
= 6		SERIE DEI LANTANIDI														58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	con riempimento del sottolivello 4f					

Gli stati di ossidazione possono variare da **+1** a **+7**. I più comuni sono **+2**, corrispondente alla perdita dei due elettroni  $ns^2$ :



e **+3** che si presentano come ioni monoatomici.

Fino al gruppo VIIB lo stato di ossidazione maggiore corrisponde alla perdita di tutti gli elettroni (il massimo è **+7** proprio per il gruppo VIIB del manganese); dal gruppo del ferro in poi il massimo stato di ossidazione non viene raggiunto e diminuisce a **+6** fino a **+2** per il gruppo IIB.

Negli stati di ossidazione maggiori **+4** o superiori l'elemento forma legami covalenti e spesso è presente come ossianione, quale



permanganato



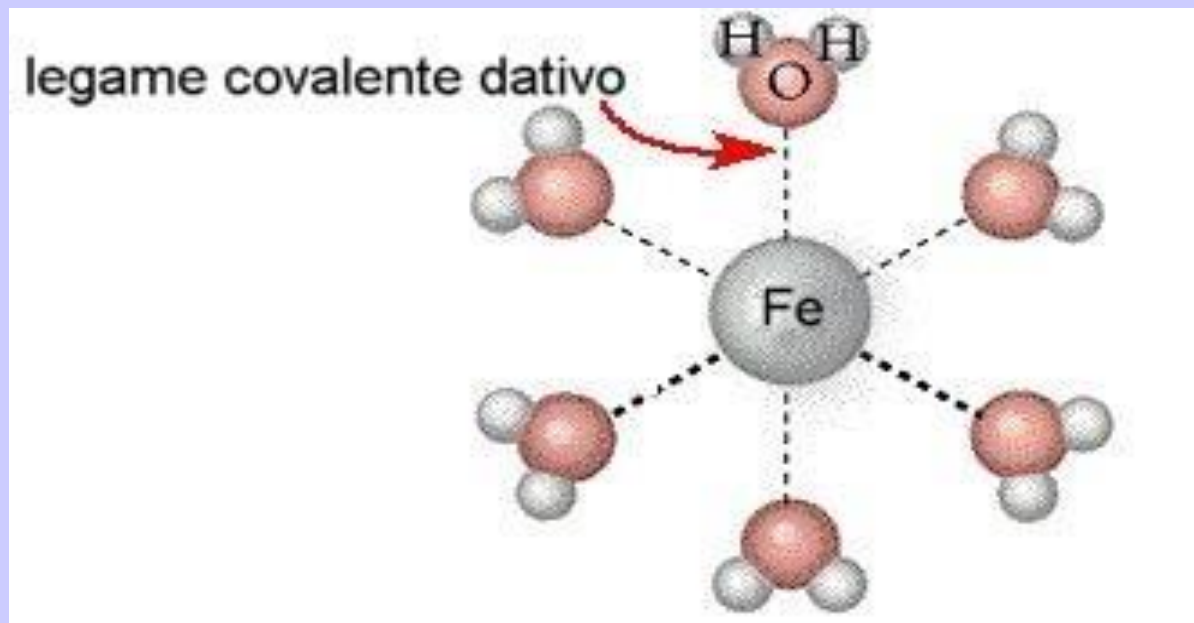
cromato



dicromato

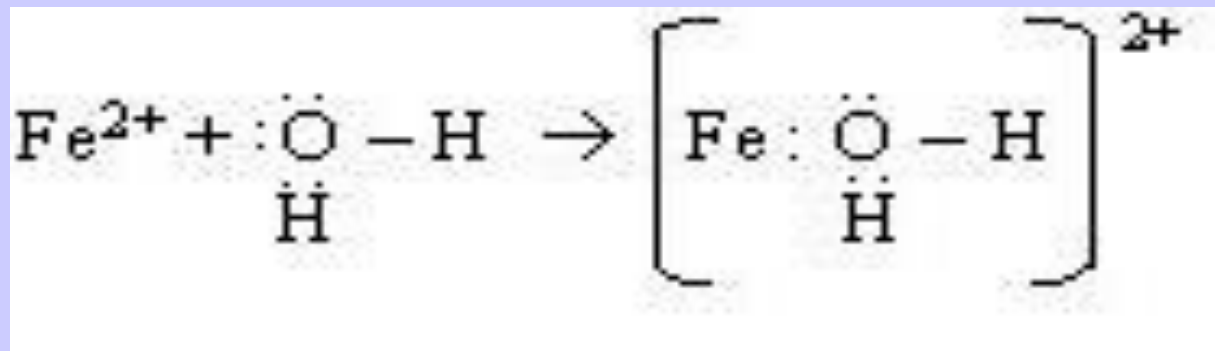
## Ioni complessi e composti di coordinazione

Gli ioni dei metalli di transizione esistono in soluzione acquosa come **ioni complessi**. Ad esempio lo ione  $\text{Fe}^{2+}$  esiste in acqua come  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  che è costituito da uno ione  $\text{Fe}^{2+}$  legato agli atomi di ossigeno di sei molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  disposte attorno allo ione secondo una geometria ottaedrica:



Lo ione  $\text{Fe}^{2+}$  forma ioni complessi simili con ammoniaca o ioni cianuro  $\text{CN}^-$  del tipo  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ .

Nella formazione dello ione complesso, lo ione metallico si comporta da acido di Lewis formando un legame covalente col doppietto elettronico di una molecola di  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  o  $\text{CN}^-$ :



Definiamo **ione complesso** uno ione metallico a cui sono legate basi di Lewis mediante legami covalenti dativi.

Un **composto di coordinazione** è un composto formato da ioni complessi e altri ioni di carica opposta o da una specie neutra complessa:





Definiamo **leganti** le **basi di Lewis legate al metallo in un complesso**: esse possono essere molecole neutre ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , ...) o anioni ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ , ...) che hanno almeno un doppietto elettronico solitario.

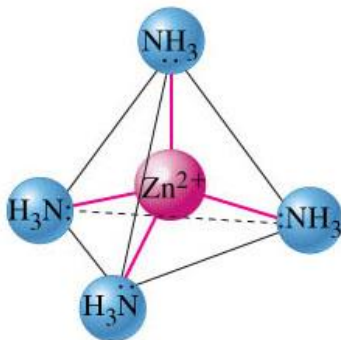
Il **numero di coordinazione** di un atomo metallico in un complesso è il numero totale di leganti legati all'atomo metallico:



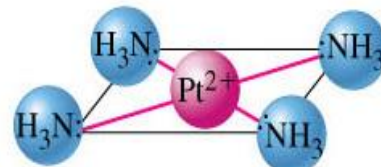
**n° coordinazione = 6**

**n° coordinazione = 5**

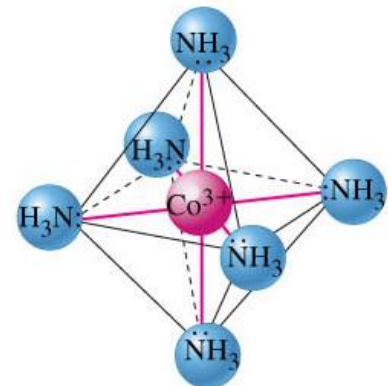
I numeri di coordinazione più comuni sono 4, 5 e 6, con geometrie tetraedrica o quadrato planare (4), trigonale bipyramidale (5) e ottaedrica (6):



Tetraedrico



Planare quadrato



Ottaedrico