

Scuola di Ingegneria Industriale e dell'Informazione
Insegnamento di **Chimica Generale**
083424 - CCS *CHI* e *MAT*

 POLITECNICO DI MILANO



Andamenti Periodici negli Elementi dei Gruppi Principali (ns , np)

Prof. Attilio Citterio

Dipartimento CMIC "Giulio Natta"

<http://iscamap.chem.polimi.it/citterio/it/education/general-chemistry-lessons/>



1. Idrogeno, l'Atomo più Semplice
2. Andamenti lungo la Tabella Periodica: Gli Elementi del 2° Periodo
3. Gruppo 1A(1): I Metalli Alcalini
4. Gruppo 2A(2): I Metalli Alcalino-Terrosi
5. Gruppo 3A(13): La Famiglia del Boro
6. Gruppo 4A(14): La Famiglia del Carbonio
7. Gruppo 5A(15): La Famiglia dell'Azoto
8. Gruppo 6A(16): La Famiglia dell'Ossigeno
9. Gruppo 7A(17): Gli Alogeni
10. Gruppo 8A(18): I Gas Nobili



Idrogeno (H)

- L'Idrogeno ha una struttura molto semplice :
 - il nucleo ha una sola carica positiva, e l'atomo neutro ha 1 solo elettrone.
- L'Idrogeno è l'elemento più abbondante nell'universo.
- L'Idrogeno esiste come gas biatomico, H_2 .
 - H_2 è gas incolore e inodore con punti di fusione e ebollizione molto bassi.
- Sulla terra H è abbondante in combinazione con l'ossigeno nel composto H_2O .
- Sulla terra H si trova anche in composti organici in combinazione con il carbonio (per es. negli idrocarburi - composti C_xH_y e in molti prodotti biologici).



Dove si Colloca l'Idrogeno?

	1A	2A	3A	4A	5A	6	7A	8A
	(1)	(2)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
1	H			H			H	
2								
3								
4								
5								
6								
7								



L'Idrogeno e i Metalli Alcalini

- Come gli elementi del Gruppo 1A(1), l'idrogeno ha:
 - Una configurazione elettronica esterna ns^1 ,
 - Un solo elettrone di valenza, e
 - uno stato di ossidazione comune +1.
- A differenza dei metalli alcalini, l'idrogeno
 - **condivide** elettroni con i non metalli piuttosto che trasferire i propri elettroni a dare solidi ionici.
 - ha un'energia di ionizzazione più alta di qualsiasi metallo alcalino, a seguito della sua ridotta dimensione.
 - Ha elettronegatività nettamente superiore a qualsiasi metallo alcalino (2.1 vs. < 1)



Idrogeno e Gruppo 4A

- Come gli elementi del Gruppo 4A(1), l'idrogeno ha una configurazione elettronica a valenza semi-riempita (1 vs. 2 come 4 elettroni sugli otto del livello ns e np).
- L'idrogeno è simile agli altri elementi del Gruppo 4A in termini di
 - Energia di ionizzazione,
 - Affinità elettronica,
 - Elettronegatività,
 - Energie di legame.
- E' dissimile dagli altri elementi del Gruppo 4A per quanto riguarda il numero di legami che può formare
 - un solo legame



Idrogeno e Alogeni

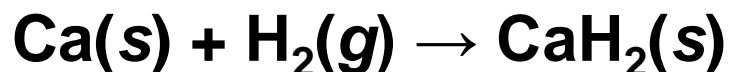
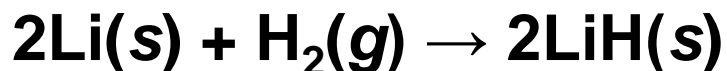
- Come gli alogeni o Gruppo 7A(17), l'idrogeno
 - L'elemento esiste come molecola diatomica e
 - Necessita di 1 solo elettrone per riempire il suo strato di valenza.
- **A differenza degli alogeni**
 - L'idrogeno ha un'elettronegatività molto inferiore a quella di qualsiasi alogeno,
 - L'idrogeno non possiede le tre coppie elettroniche di valenza che gli alogeni hanno
 - Gli ioni alogenuri(X^-) sono comuni e stabili, mentre lo ione idruro (H^-) è raro e reattivo.



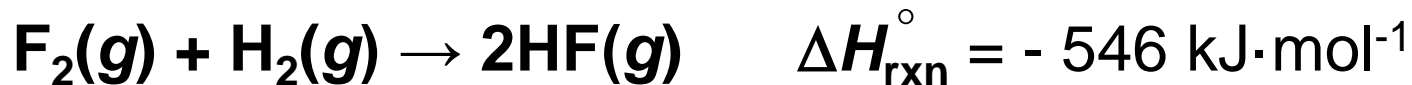
Inquadramento della Chimica dell'Idrogeno

Idruri ionici (salini) si formano quando l'idrogeno reagisce con metalli molto reattivi.

Questi idruri sono solidi bianchi, cristallini.



Idruri covalenti (molecolari) si formano quando l'idrogeno reagisce con nonmetalli. Nella maggior parte degli idruri covalenti l'idrogeno ha numero di ossidazione +1.





Idruri Binari degli Elementi

Allred-Rochow Electronegativity Ref: Huheey, J.E. Inorganic Chemistry ; Harper & Row: New York, 1983

1	2											13	14	15	16	17	18	
H 2.20																		He
LiH 0.97	BeH ₂ 1.47											BH ₃ 2.01	CH ₄ 2.50	NH ₃ 3.07	H ₂ O 3.50	HF 4.10	Ne	
NaH 1.01	MgH ₂ 1.23											AlH ₃ 1.47	SiH ₄ 1.74	PH ₃ 2.06	H ₂ S 2.44	HCl 2.83	Ar	
KH 0.91	CaH ₂ 1.04	ScH ₂ 1.20	TiH ₂ 1.32	VH VH ₂ 1.45	CrH (CrH ₂) 1.56	Mn 1.60	Fe 1.64	Co 1.70	NiH ₂ 1.75	CuH 1.75	ZnH ₂ 1.66	(GaH ₃) 1.82	GeH ₄ 2.02	AsH ₃ 2.20	H ₂ Se 2.48	HBr 2.74	Kr	
RbH 0.89	SrH ₂ 0.99	YH ₂ YH ₃ 1.11	ZrH ₂ 1.22	(NbH ₂) 1.23	Mo 1.30	Tc 1.36	Ru 1.42	Rh 1.45	PdH ₂ 1.35	Ag 1.42	(CdH ₂) 1.46	(InH ₃) 1.49	SnH ₄ 1.72	SbH ₃ 1.82	H ₂ Tc 2.01	HI 2.21	Xe	
CsH 0.86	BaH ₂ 0.97	LaH ₂ LaH ₃ 1.08	HfH ₂ 1.23	TaH 1.33	W 1.40	Re 1.46	Os 1.52	Ir 1.55	Pt 1.44	(AuH ₃) 1.42	(HgH ₂) 1.44	(TlH ₃) 1.44	PbH ₄ 1.55	BiH ₃ 1.87	H ₂ Po 1.76	HAt 1.90	Rn	
Fr	Ra	AcH ₂ 1.00																

- Idruri ionici
- Idruri polimerici covalenti
- Idruri covalenti
- Idruri metallici

CeH ₃ 1.06	PrH ₂ PrH ₃ 1.07	NdH ₂ NdH ₃ 1.07	Pm 1.07	SmH ₂ SmH ₃ 1.07	EuH ₂ 1.01	GdH ₂ GdH ₃ 1.11	TbH ₂ TbH ₃ 1.10	DyH ₂ DyH ₃ 1.10	HoH ₂ HoH ₃ 1.10	ErH ₂ ErH ₃ 1.11	TmH ₂ TmH ₃ 1.11	(YbH ₂) YbH ₃ 1.06	LuH ₂ LuH ₃ 1.14
ThH ₂ 1.11	PaH ₂ 1.14	UH ₃ 1.22	NpH ₂ NpH ₃ 1.22	PuH ₂ PuH ₃ 1.22	AmH ₂ AmH ₃ 1.2	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

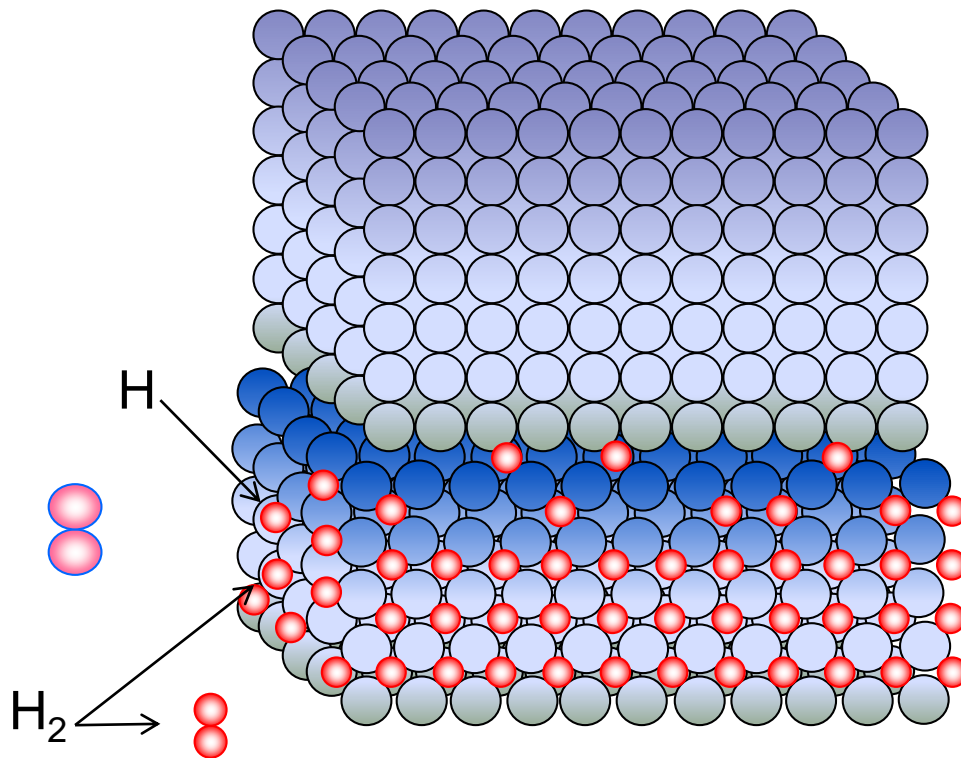
Idruri degli Elementi (dal Li al Cl)

- Il Legame dell'idruro varia lungo il periodo nella sequenza:

Periodo 2	LiH	BeH₂ B₂H₆	CH₄ NH₃ H₂O HF
Periodo 3	NaH	MgH₂ AlH₃	SiH₄ PH₃ H₂S HCl
	Idruri ionici	Idruri covalenti con un certo carattere ionico	Idruri tipicamente covalenti Idruri covalenti polari

Inquadramento della Chimica dell'Idrogeno

Molti metalli di transizione formano ***idruri metallici (interstiziali)***, in cui le molecole H_2 e atomi H occupano le cavità nella struttura cristallina del metallo.



metallo

**Idruro metallico
(interstiziale)**



Andamenti per gli Elementi del 2° Periodo

- La dimensione dell'atomo generalmente diminuisce lungo il periodo.
- L'energia di ionizzazione e l'elettronegatività diminuiscono lungo il periodo.
- Il carattere metallico diminuisce lungo il periodo.
 - Il tipo di legame formato varia con il carattere metallico.
- Gli ossidi degli elementi diventano più acidi lungo il periodo.
- Il potere riducente diminuisce nei metalli e il potere ossidante aumenta nei nonmetalli.



Andamenti nelle Proprietà Atomiche, Fisiche e Chimiche degli Elementi del 2° Periodo.

Gruppo: Elemento/ N° At.:	1A(1) Litio (Li) Z = 3	2A(2) Berillio (Be) Z = 4	3A(13) Boro (B) Z = 5	4A(14) Carbonio (C) Z = 6
Proprietà atomiche				
Config. Elettronica parziale diagramma degli orbitali	[He] 2s ¹ 	[He] 2s ² 	[He] 2s ² 2p ¹ 	[He] 2s ² 2p ²
Proprietà fisiche				
Aspetto				
Carattere Metallico	Metallo	Metallo	Metalloide	Non metallo
Durezza	Molle	Duro	Molto duro	Grafite: molle Diamante: molto duro
Punto di fusione/ Punto di ebollizione	basso per un metallo	Alto p.f.	Estremamente alto	Estremamente alto



Andamenti nelle Proprietà Atomiche, Fisiche e Chimiche degli Elementi del 2° Periodo.

14

Gruppo: Elemento/ N° At.:	1A(1) Litio (Li) Z = 3	2A(2) Berillio (Be) Z = 4	3A(13) Boro (B) Z = 5	4A(14) Carbonio (C) Z = 6
Proprietà chimica				
Reattività generale	Reattivo	Bassa reattività a temperatura amb.	Bassa reattività a temperatura amb.	Bassa reattività a temp. ambiente, grafite più reattiva
Legame tra atomi dell'elemento	Metallico	Metallico	Reticolo covalente	Reticolo covalente
Legami con nonmetalli	Ionico	Covalente polare	Covalente polare	Covalente (legami π comuni)
Legami con Metalli	Metallico	Metallico	Covalente polare	Covalente polare
Comportamento Acido/base di M_xO_y	Fortemente basico	Anfotero	acido molto debole	acido molto debole
Comportamento redox (N. Ox.)	Forte riducente. (+1)	Moderato forte riducente (+2)	Idruri complessi buoni riducenti	Ogni stato di ossidazione da +4 a -4

Rilevanza/Usi dell'Elemento e dei Composti

Saponi Li per auto;
Bombe termonucleari;
Batterie ad alto voltaggio e basso peso,
Trattamento disordini dipolari (Li_2CO_3)

Ugelli per razzi;
Leghe per molle e ingranaggi;
Parti di reattore nucleare; tubi a raggi-X

Agenti per pulizia (borace); lava occhi; antisettico (acido borico); giubbotti (B_4C); vetri borosilicati; nutriente per piante.

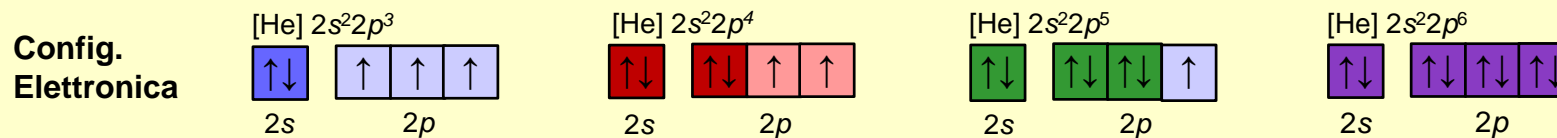
Grafite: lubrificante, fibre strutturali
Diamante: gioielleria, str. taglio; film protettivi.
Calcare ($CaCO_3$)
Composti organici: farmaci, combustibili, tessuti, biomolecole, ecc.



Andamenti nelle Proprietà Atomiche, Fisiche e Chimiche degli Elementi del 2° Periodo.

Gruppo: 5A(15)	6A(16)	7A(17)	8A(18)
Elemento/ N° At.: Azoto (N) Z = 7	Ossigeno(O) Z = 8	Fluoro (F) Z = 9	Neon (Ne) Z = 10

Proprietà atomiche



Proprietà fisiche

Aspetto



Carattere

non metallo

non metallo

non metallo

non metallo

Durezza

**Punto di fusione/
Punto di ebollizione**

mp e bp molto bassi

mp e bp molto bassi

mp e bp molto bassi

mp e bp molto bassi



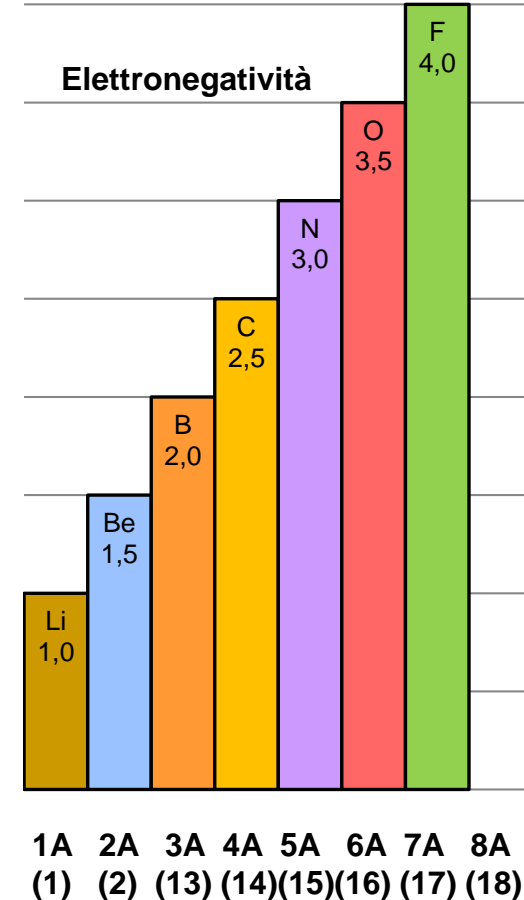
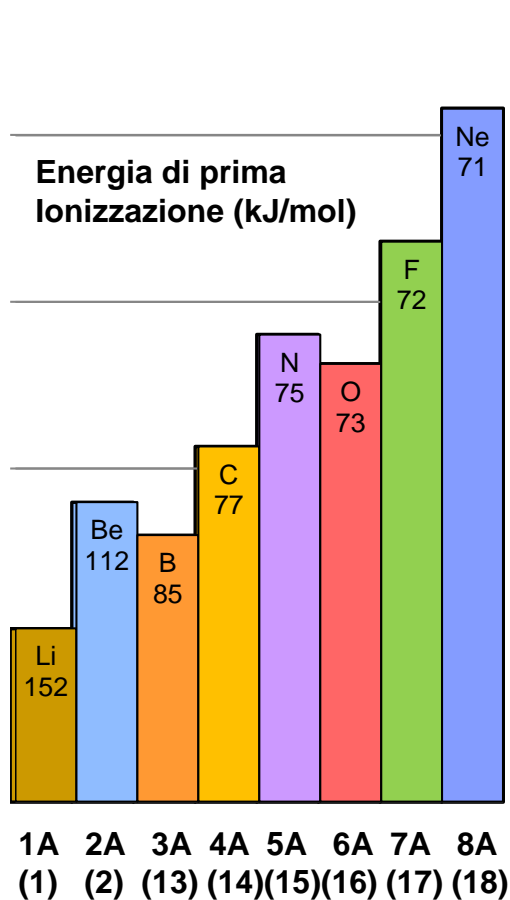
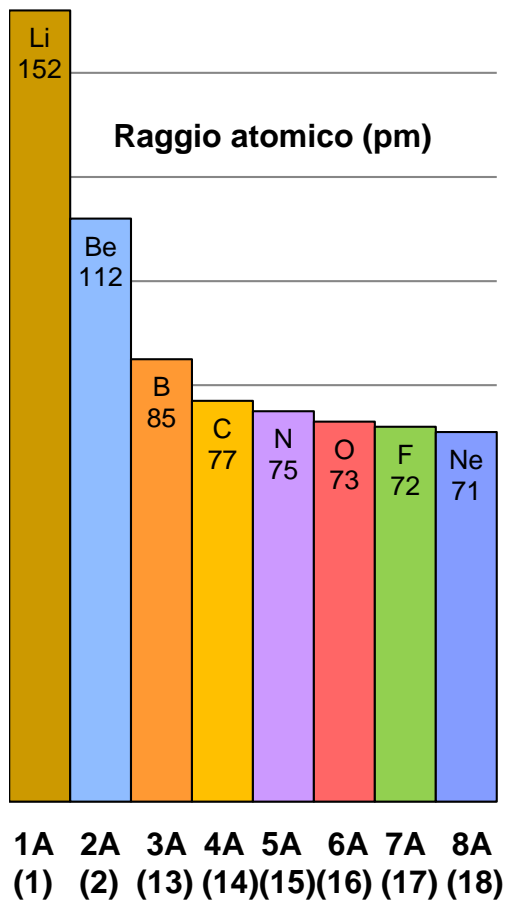
Andamenti nelle Proprietà Atomiche, Fisiche e Chimiche degli Elementi del 2° Periodo.

16

	5A(15) Azoto (N) Z = 7	6A(16) Ossigeno(O) Z = 8	7A(17) Fluoro (F) Z = 9	8A(18) Neon (Ne) Z = 10
Proprietà chimica				
Reattività generale	Non reattivo a temperatura amb.	Molto reattivo	Altamente reattivo	Chimicamente inerte
Legame tra atomi dell'elemento	Covalente, molecola (N ₂)	Covalente molecola (O ₂)	Covalente molecola (F ₂)	Atomi separati
Legami con nonmetalli	Covalente (legami π comuni)	Covalente (legami π comuni)	Covalente	Nessuno
Legami con Metalli	Ionico/covalente polare: anione con metalli	Ionico	Ionico	Nessuno
Comportamento Acido/base di M_xO_y	Fortemente acido	----	acido	nessuno
Comportamento redox (N. Ox.)	Tutti gli stati di ossid. da + 5 a - 3	O ₂ forte agente ossidante (-2)	L'agente ossidante più forte (-1)	Nessuno
Rilevanza/Usi dell'Elemento e dei Composti				
	Componente di proteine; Acidi nucleici; ammoniaca/fertilizzanti; Esplosivi; Ossidi inquinanti (smog, piogge acide)	Componente di macromolecole biologiche; ossidante finale nella produzione di energia residenziale, industriale e biologica.	Rivestimenti (teflon); attacco vetro (HF); refrigeranti (CFC attivi nella distruzione dell'O ₃); protezione dentale (NaF, SnF ₂).	Usato in tubi per insegne; Atmosfere inerti



Andamenti nelle Proprietà Atomiche, Fisiche e Chimiche degli Elementi del 2° Periodo.





Andamenti Anomali nel 2° Periodo

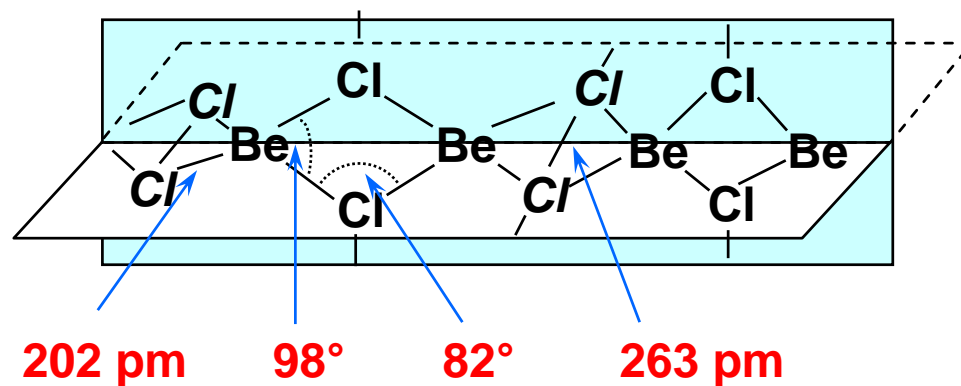
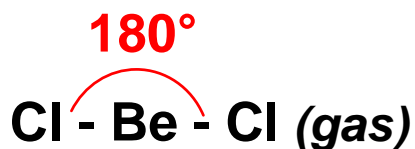
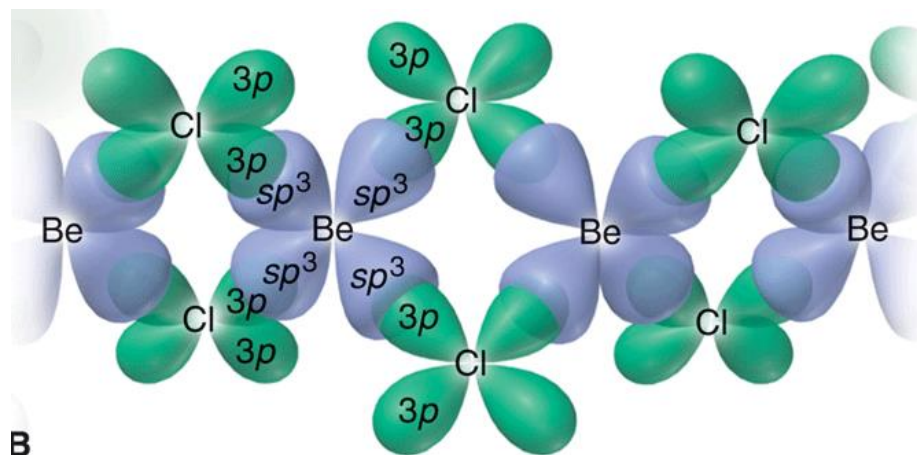
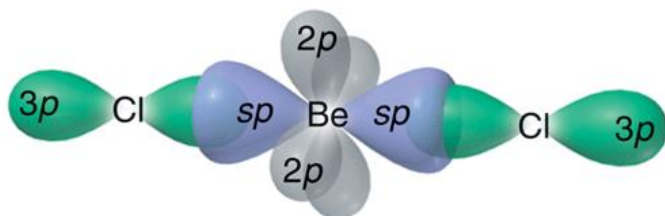
L'andamento anomalo di alcuni elementi del 2° Periodo è dovuto alla loro dimensione relativamente piccola e al basso numero di orbitali di valenza.

Il **Litio** è il solo elemento nel 2° Periodo che forma un semplice ossido e un nitruro.

Tutti i composti del **berillio** mostrano legami **covalenti**. Ciò è dovuto all'alta densità di carica dello ione Be^{2+} .

Il **Boro** presenta numerosi allotropi e forma una complessa famiglia di composti con i metalli; con l'idrogeno forma composti covalenti, detti **borani**.

Superamento della Deficienza Elettronica in BeCl_2



Struttura polimerica del BeCl_2
 analoga a $\text{Be}(\text{OH})_2$ e $\text{Be}(\text{CH}_3)_2$








Andamenti Anomali nel 2° Periodo

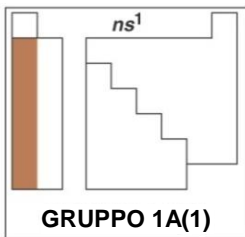
- Il **Carbonio** si lega estesamente con se stesso ed ciò è alla base degli estesi intrecci molecolari dei composti organici-biologici.
- L'**Azoto** possiede un triplo legame in N_2 (un gas non-reattivo) ed ha un comportamento molto diverso dagli altri elementi del Gruppo 5A, che sono solidi reattivi.
- L'**Ossigeno** è il solo gas nel Gruppo 6A ed è molto più reattivo degli altri membri del suo gruppo.
- Il **Fluoro** è molto più elettronegativo degli altri alogeni. Reagisce violentemente con l'acqua. HF è un acido **debole** mentre gli altri acidi alogenidrici sono forti.



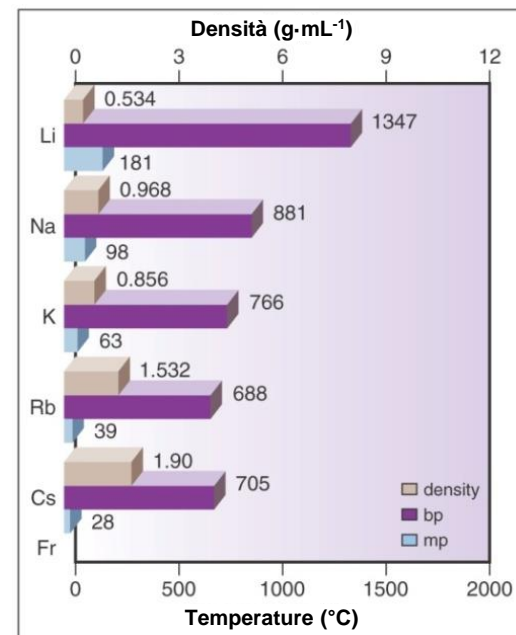
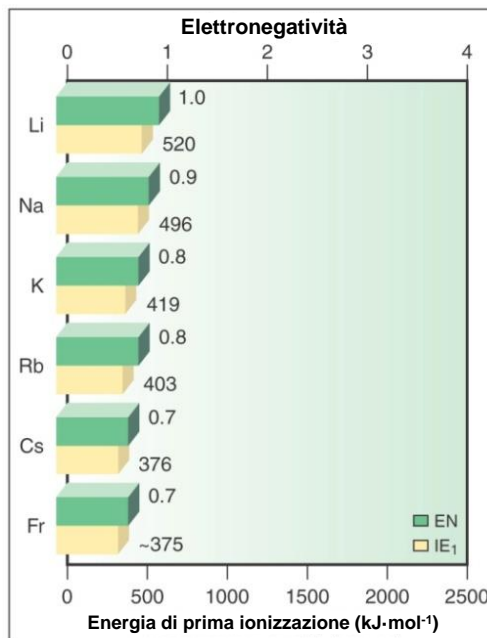
Gruppo 1A(1): Metalli Alcalini

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	
N. atomico	Simbolo
massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza
(Stati di ossidazione comuni)	
3 Li 6.941 2s ¹ (+1)	
11 Na 22.99 3s ¹ (+1)	
19 K 39.10 4s ¹ (+1)	
37 Rb 85.47 5s ¹ (+1)	
55 Cs 132.9 6s ¹ (+1)	
87 Fr (223) 7s ¹ (+1)	No sample available



Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
Li 152	Li ⁺ 76
Na 186	Na ⁺ 102
K 227	K ⁺ 138
Rb 248	Rb ⁺ 152
Cs 265	Cs ⁺ 167
Fr (~270)	Fr ⁺ 180



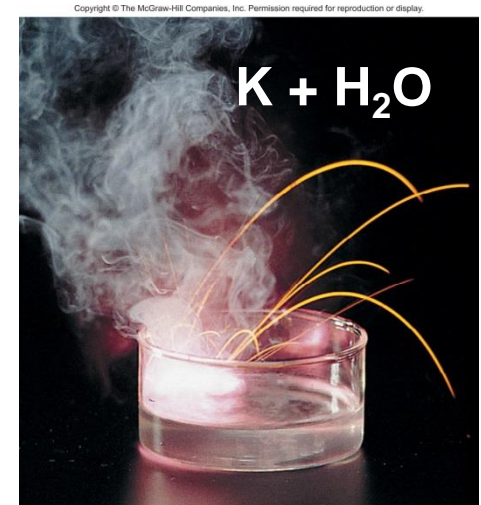


Gruppo 1A(1): Reazioni

- I metalli alcalini sono ***potenti agenti riducenti***.
 - Si trovano sempre in natura come cationi +1 piuttosto che come metalli liberi.
- I metalli alcalini riducono gli alogeni formando solidi ionici:
 - $2E(s) + X_2 \rightarrow 2EX(s)$ (X = F, Cl, Br, I ed E è il metallo alcalino).
- I metalli alcalini reagiscono vigorosamente con H₂O:
 - $2E(s) + H_2O(l) \rightarrow 2E^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(g)$
- I metalli alcalini riducono l'H₂ formando idruri ionici.
 - $2E(s) + H_2(g) \rightarrow 2EH(s)$
- I metalli alcalini riducono l'O₂ dell'aria, e si ossidano rapidamente a dare vari tipi di ossidi in dipendenza della dimensione del catione.

Proprietà dei Metalli Alcalini

- I Metalli Alcalini sono gli elementi di maggiori dimensioni nei rispettivi periodi e la loro configurazione elettronica di valenza è ns^1 . L'elettrone di valenza è relativamente lontano dal nucleo, producendo un debole legame metallico.
- I metalli alcalini sono inusualmente molli per essere metalli. Si possono tagliare facilmente con un coltello.
- I metalli alcalini hanno punti di fusione ed ebollizione inferiori a qualsiasi altro gruppo di metalli.
- I metalli alcalini hanno densità inferiori rispetto alla maggior parte dei metalli [il litio ($d = 0.53 \text{ g}\cdot\text{cm}^3$) galleggia sull'olio].





Energie Reticolari dei Cloruri dei Gruppi 1A(1) e 2A(2).

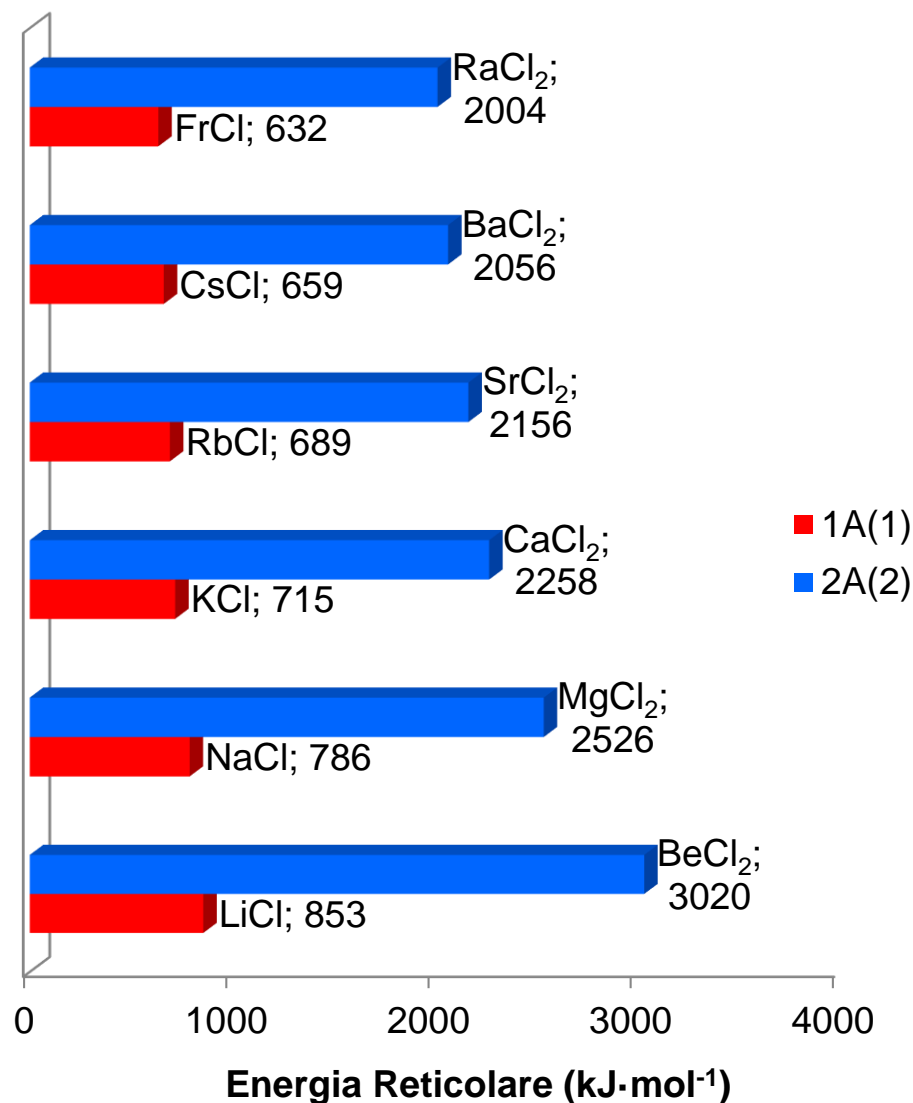
L'energia reticolare aumenta come :

- la dimensione del catione diminuisce, e
- la sua carica aumenta.

Ciò è legato all'andamento delle energie reticolari di tali solidi ionici:

$$U = M \left(\frac{Q_1 \cdot Q_2}{r} \right)$$

Dove Q_1 e Q_2 sono le cariche degli ioni, r è la distanza tra le cariche e M è la costante di Madelung










I Metalli Alcalino-Terrosi

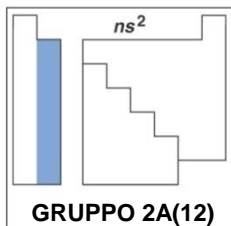
- Gli ossidi degli elementi del Gruppo 2A(2) formano soluzioni basiche e fondono a temperature molto alte.
- Gli elementi del Gruppo 2A(2) hanno energie di ionizzazione superiori a quelle degli elementi del Gruppo 1A(1)
- Gli elementi del Gruppo 2A(2) sono forti agenti riducenti, specie quelli ad alto peso atomico.
- Gli elementi del Gruppo 2A(2) più grossi (Sr, Ba, Ra) e il Berillio sono molto tossici, mentre Magnesio e Calcio hanno ruoli rilevanti in sistemi biologici.



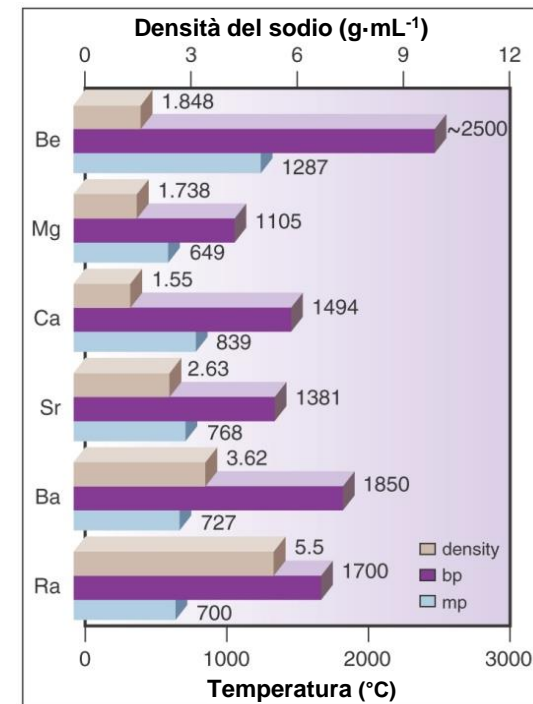
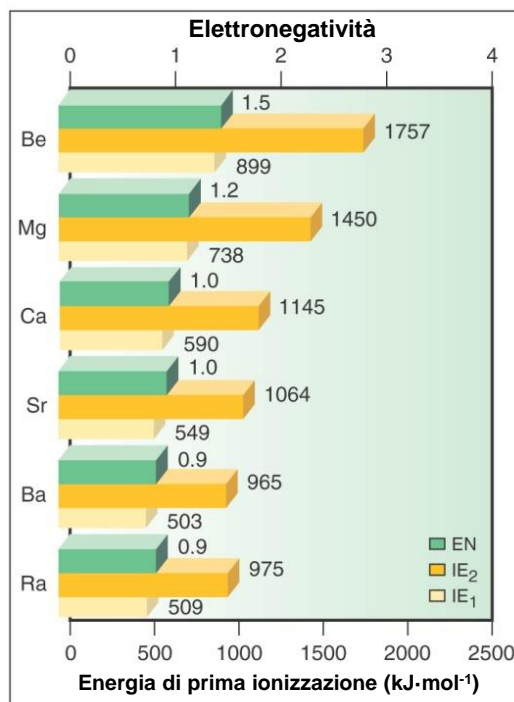
Gruppo 2A(2): I Metalli Alcalino Terrosi

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza	(Stati di ossidazione comuni)
4	Be	9.012	2s ²	(+2)	
12	Mg	24.30	3s ²	(+2)	
20	Ca	40.08	4s ²	(+2)	
38	Sr	87.62	5s ²	(+2)	
56	Ba	137.3	6s ²	(+2)	
88	Ra	(226)	7s ²	(+2)	No sample available



Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
Be 112	
Mg 160	Mg ²⁺ 72
Ca 197	Ca ²⁺ 100
Sr 215	Sr ²⁺ 118
Ba 222	Ba ²⁺ 135
Ra (-220)	Ra ²⁺ 148





Gruppo 2A(2): Reazioni

- I metalli riducono l'O₂ formando ossidi:
 - $3E(s) + O_2(g) \rightarrow 3EO(s)$
- I metalli più grossi riducono l'acqua formando H₂ gas:
 - $2E(s) + H_2O(l) \rightarrow 2E^{2+}(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(g)$ (E = Ca, Sr, Ba)
- I metalli riducono gli alogeni formando alogenuri ionici:
 - $E(s) + X_2 \rightarrow EX_2(s)$ [X = F (non con Be), Cl, Br, I]
- Gli elementi riducono H₂ formando idruri ionici:
 - $E(s) + H_2(g) \rightarrow EH_2(s)$ (E = tutti eccetto Be)
- Gli elementi riducono l'azoto formando nitruri ionici:
 - $3E(s) + N_2(g) \rightarrow E_3N_2(s)$

Gruppo 2A(2): Reazioni

- Eccetto BeO, gli ossidi degli elementi sono basici:
 - $EO(s) + H_2O(l) \rightarrow E^{2+}(aq) + 2OH^-(aq)$
- Tutti i carbonati subiscono decomposizione termica :
 - $ECO_3(s) \rightarrow EO(s) + CO_2(g)$






	1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)
2	Li	Be	B	
3		Mg	Al	Si

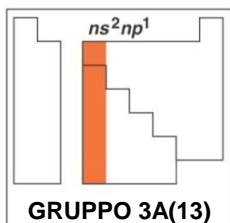
Tre relazioni
diagonali all'inizio
della tabella
periodica



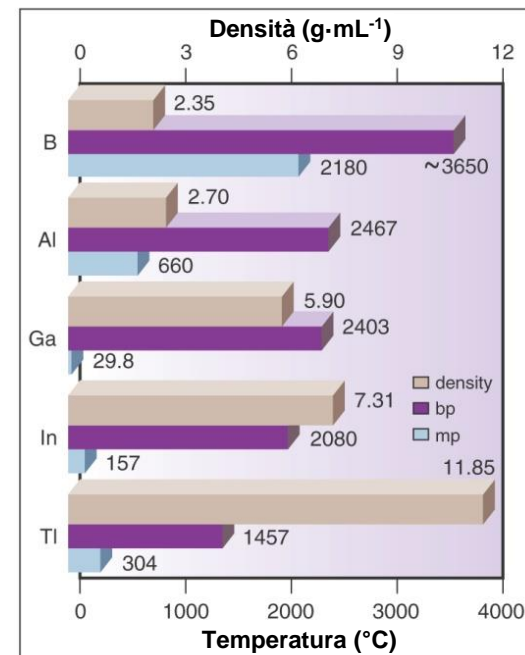
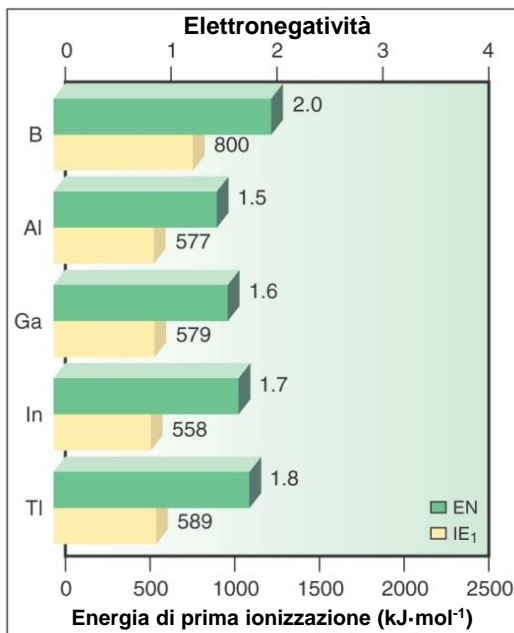
Gruppo 3A(13): La Famiglia del Boro

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)	
5	B	10.81	$2s^2 2p^1$	(+3)	
13	Al	26.98	$3s^2 3p^1$	(+3)	
31	Ga	69.72	$4s^2 4p^1$	(+3, +1)	
49	In	114.8	$5s^2 5p^1$	(+3, +1)	
81	Tl	204.4	$6s^2 6p^1$	(+1)	
113		(284)	$7s^2 7p^1$		Observed in experiments at Dubna, Russia, in 2003

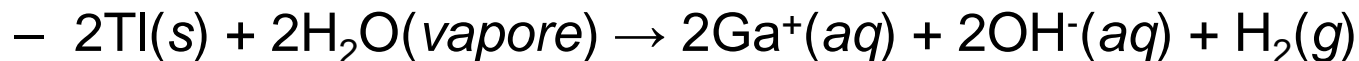


Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
B 85	
Al 143	Al ³⁺ 54
Ga 135	Ga ³⁺ 62
In 167	In ³⁺ 80
Tl 170	Tl ⁺ 150

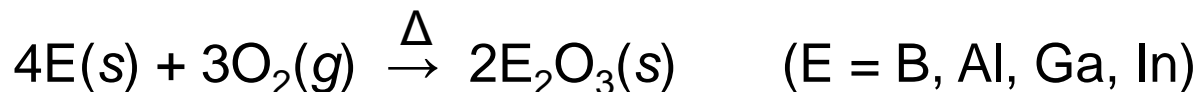


Gruppo 3A(13): Reazioni

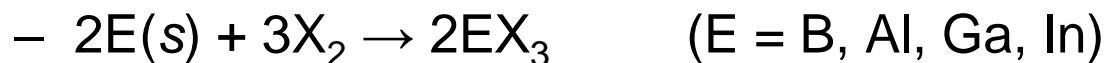
- Gli elementi reagiscono male, o per niente, con l'acqua:



- Se vengono scaldati in O_2 puro, tutti i membri formano ossidi:



- Tutti i membri riducono gli alogeni (X_2)





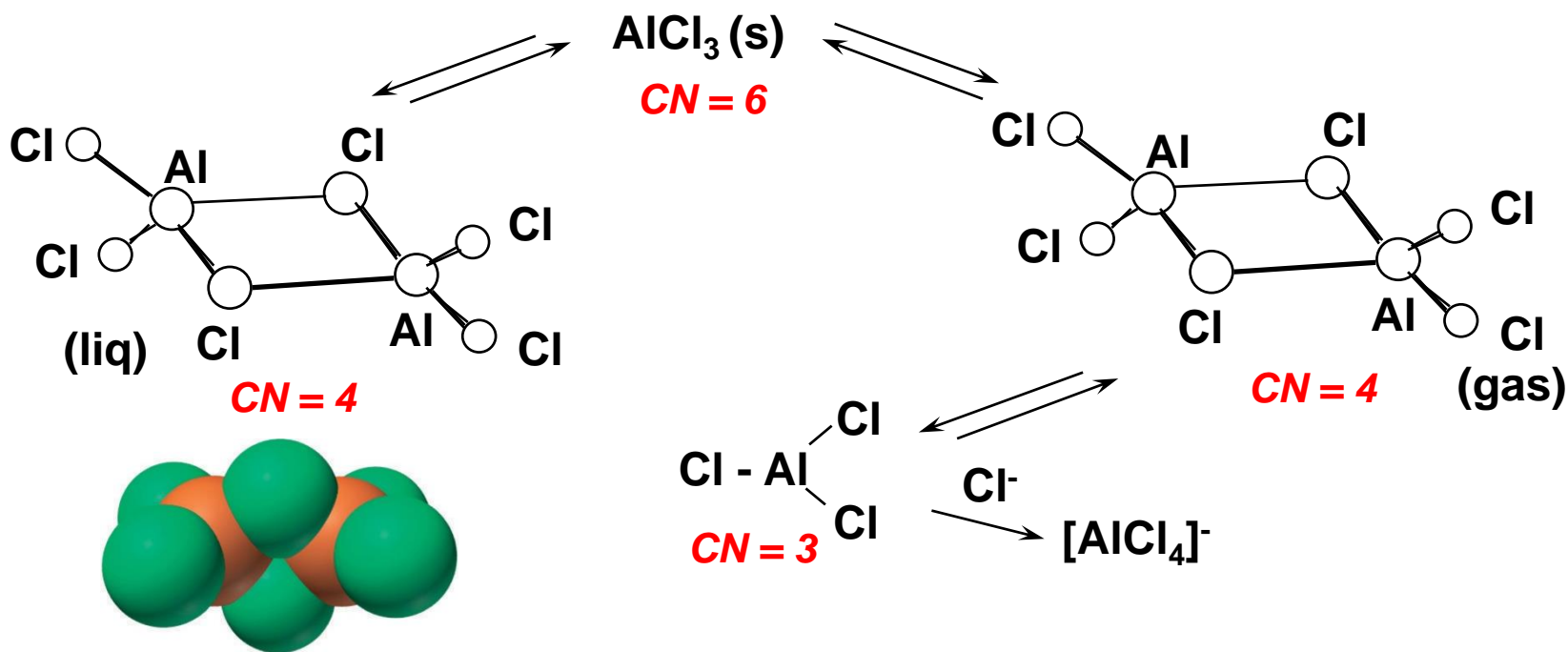
- Z_{eff} **aumenta** per gli elementi 3A più grossi a seguito dello scaso schermo degli elettroni d e f .
- Gli elementi 3A più grossi hanno raggi atomici **più piccoli** e IP **più alti** di quanto atteso in base all'elettronegatività.
- Queste proprietà influenzano il comportamento fisico e chimico di questi elementi.
- Gli elementi 3A più grossi mostrano **stati di ossidazione multipli**, potendo perdere sia solo elettroni np sia elettroni np e ns .
- Lo stato a N.Ox. **più basso** cresce d'importanza scendendo nel gruppo, perché gli elettroni ns^2 formano una **coppia inerte**.
- Gli ossidi degli elementi nello stato di ossidazione **inferiore** sono **più basici** degli ossidi in quelli più alti.
 In_2O è più basico di In_2O_3 .



Alogenuri del Gruppo 3A(13): Maggiore Carattere Covalente (dimero Al_2Cl_6)

32

Proprietà	AlF_3	AlCl_3	AlBr_3	AlI_3
p.f. / °C (NC)	1290 (6)	192.4 (6/4)	97.8 (4)	189.4 (4)
Subl. a 1 Atm/ °C	1272	180	256	382
ΔH°_f /kJ·mol ⁻¹	1498	707	527	310

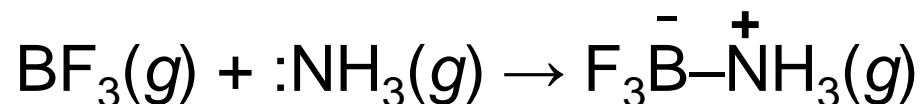




Aspetti Salienti della Chimica del Boro

Tutti i composti del boro sono **covalenti**, e B forma una varietà di composti a reticolo covalente con altri elementi.

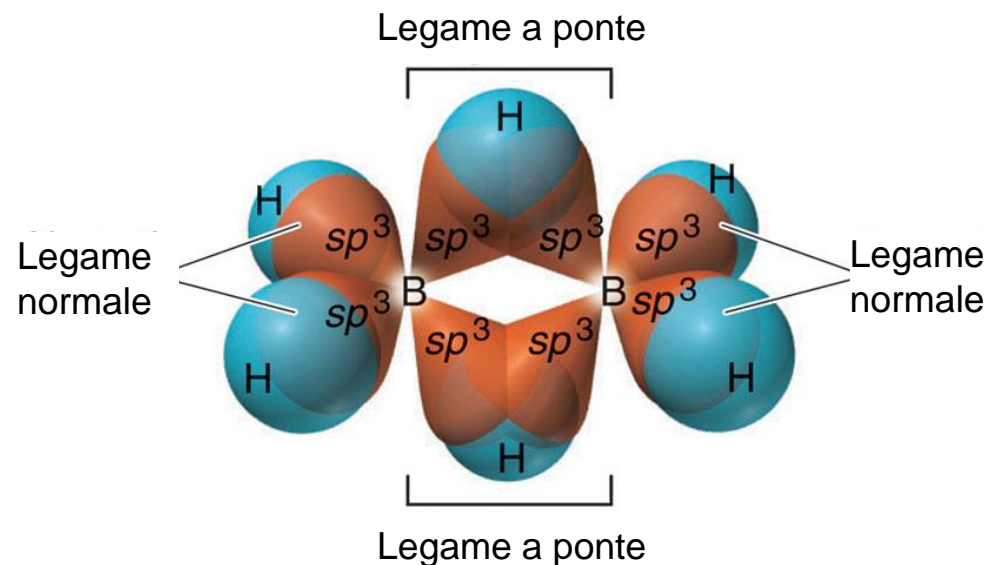
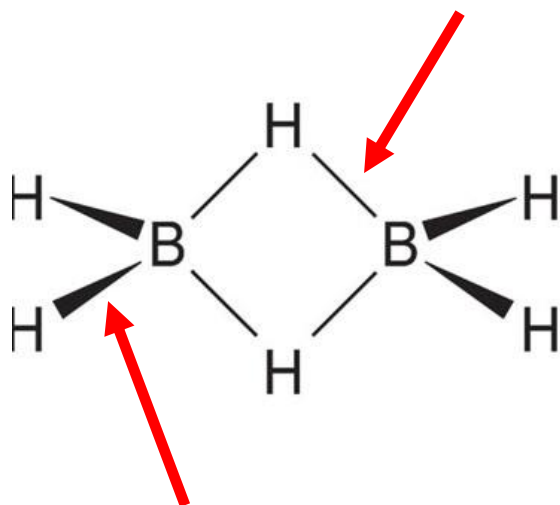
Il Boro in composti è spesso elettrone-deficiente, e agisce efficacemente come **acido di Lewis** accettando una coppia di e^- : per es.



Il Boro forma **legami a ponte** in cui **una coppia** di elettroni è condivisa tra **tre** atomi. Questo tipo di legame è comune nei composti di B e H (borani).

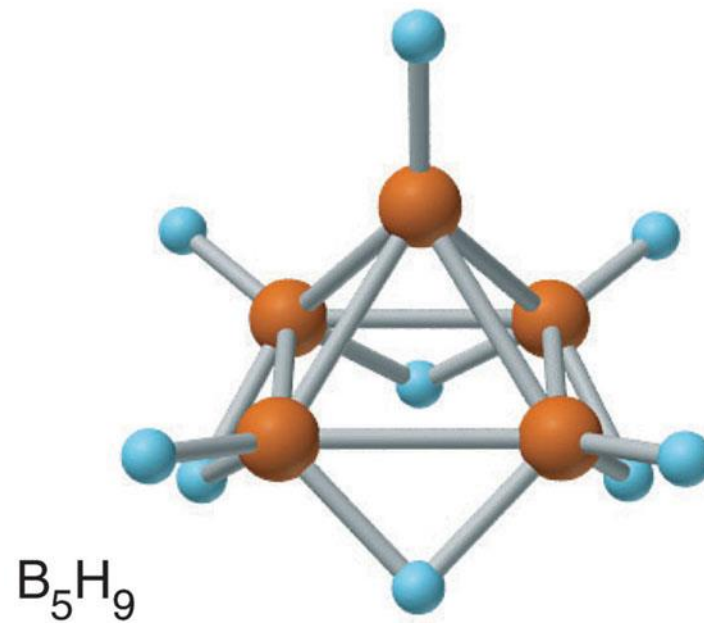
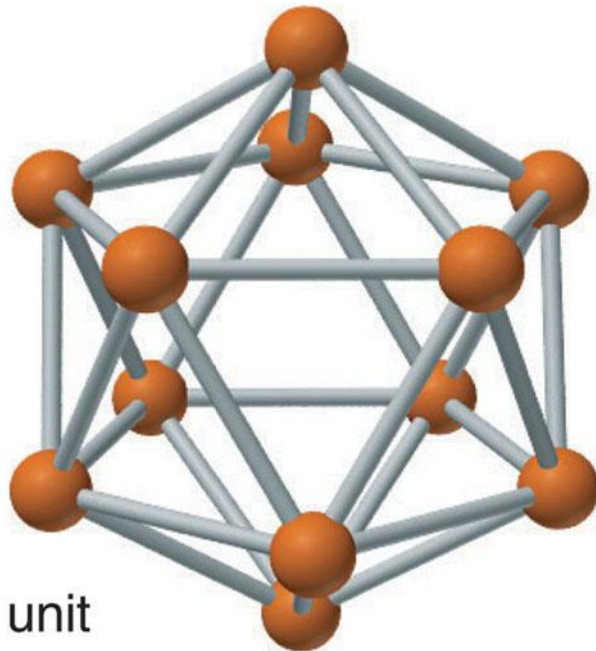
I Due Tipi di Legami Covalenti nel Diborano.

Legame a ponte d'idruro, o legame a tre-centri, due-elettroni.



Normali legami covalenti formati per sovrapposizione di orbitali ibridi sp^3 del B con l'orbitale s dell'H.

L'icosaedro del Boro e Uno dei Borani.





Berillio e Alluminio

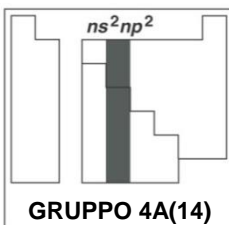
- Tra Be e Al esiste una **relazione diagonale**.
- Entrambi formano ossoanioni in basi forti:
 - berillato, $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ e alluminato, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.
- Entrambi hanno legami a ponte ($3c, 2e^-$) nei loro idruri e cloruri.
- I loro ossidi sono
 - rivestimenti impermeabili all'acqua,
 - anfoteri,
 - estremamente duri con alti punti di fusione.
- **Alcuni** composti dell'Al e **tutti** quelli del Be hanno un carattere significativamente covalente.



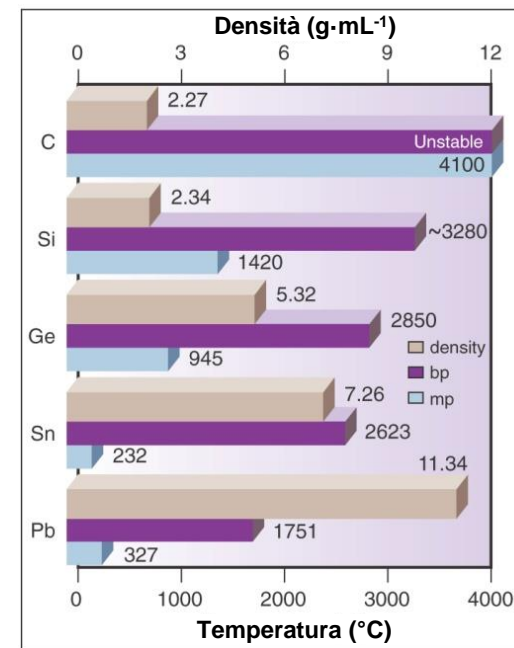
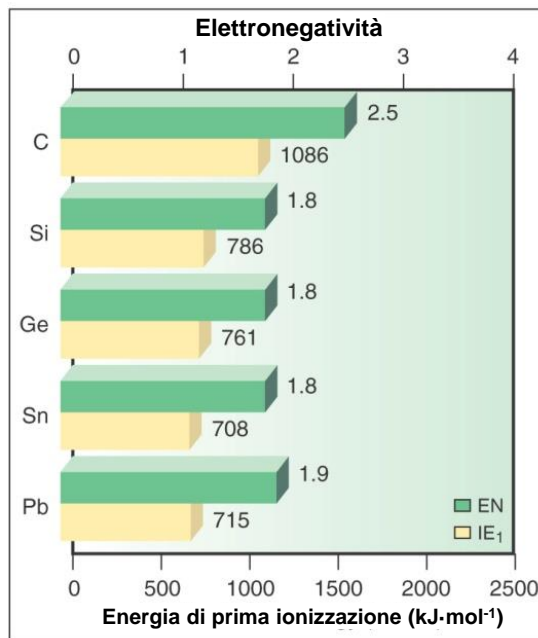
Gruppo 4A(14): La Famiglia del Carbonio

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)
6	C		12.01	2s ² 2p ² (-4, +4, +2)
14	Si		28.09	3s ² 3p ² (-4, +4)
32	Ge		72.61	4s ² 4p ² (+4, +2)
50	Sn		118.7	5s ² 5p ² (+4, +2)
82	Pb		207.2	6s ² 6p ² (+4, +2)
114	(285)			7s ² 7p ² Observed in experiments at Dubna, Russia, in 1998








Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
C 77	
Si 118	
Ge 122	
Sn 140	Sn ²⁺ 118
Pb 146	Pb ²⁺ 119














Gruppo 4A(14): Reazioni






- Gli elementi del gruppo 4A(14) sono ossidati dagli alogeni:
 - $E(s) + 2X_2 \rightarrow EX_4$ (E = C, Si, Ge)
 - Gli alogenuri +2 sono più stabili per stagno e piombo, SnX_2 e PbX_2
- Gli elementi sono ossidati dall' O_2 :
 - $E(s) + O_2(g) \rightarrow EO_2$ (E = C, S, Ge, Sn)
 - Pb forma l'ossido +2, PbO. PbO_2 è un forte ossidante!
- Gli ossidi diventano più basici scendendo nel gruppo.
- Gli idrocarburi reagiscono con l' O_2 :
 - $CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$
- Il silicio elementare si ottiene per riduzione della silice con carbonio:
 - $SiO_2(s) + 2C(s) \rightarrow Si(s) + 2CO(g)$

Tipo di Legame e Fusione nei Gruppi 3A(13) - 5A(15)

Periodo	GRUPPO 3A(13)			
	Elemento	Tipo di legame	Punto fusione (°C)	ΔH_{fus} (kJ·mol ⁻¹)
2	B		2180	23.6
3	Al		660	10.5
4	Ga		30	5.6
5	In		157	3.3
6	Tl		304	4.3

	Metallo
	Reticolo covalente
	Molecola covalente
	Metallo
	Metalloide
	Nonmetallico

Periodo	GRUPPO 4A(14)			
	Elemento	Tipo di legame	Punto fusione (°C)	ΔH_{fus} (kJ·mol ⁻¹)
2	C		4100	molto alta
3	Si		1420	50.6
4	Ge		945	36.8
5	Sn		232	7.1
6	Pb		327	4.8

Periodo	GRUPPO 5A(15)			
	Elemento	Tipo di legame	Punto fusione (°C)	ΔH_{fus} (kJ·mol ⁻¹)
2	N		-210	0.7
3	P		44.1	2.5
4	As		816	27.7
5	Sb		631	20.0
6	Bi		271	10.5



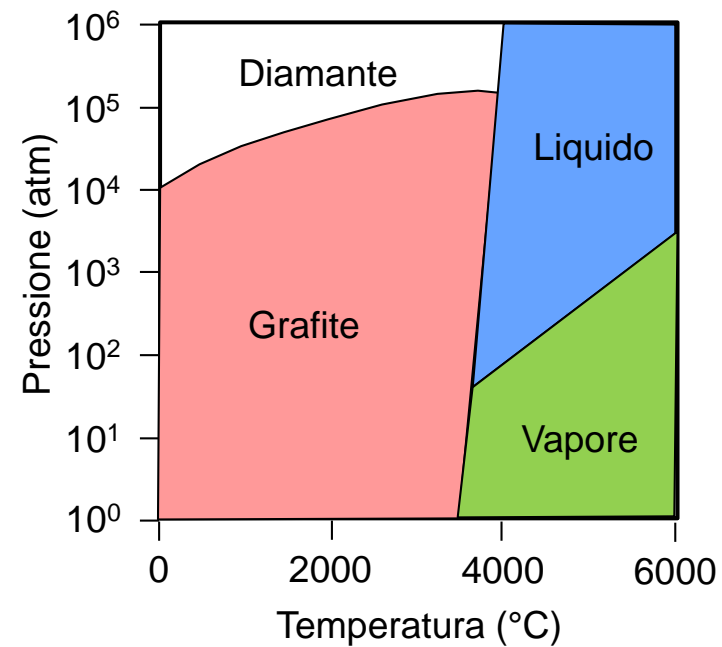
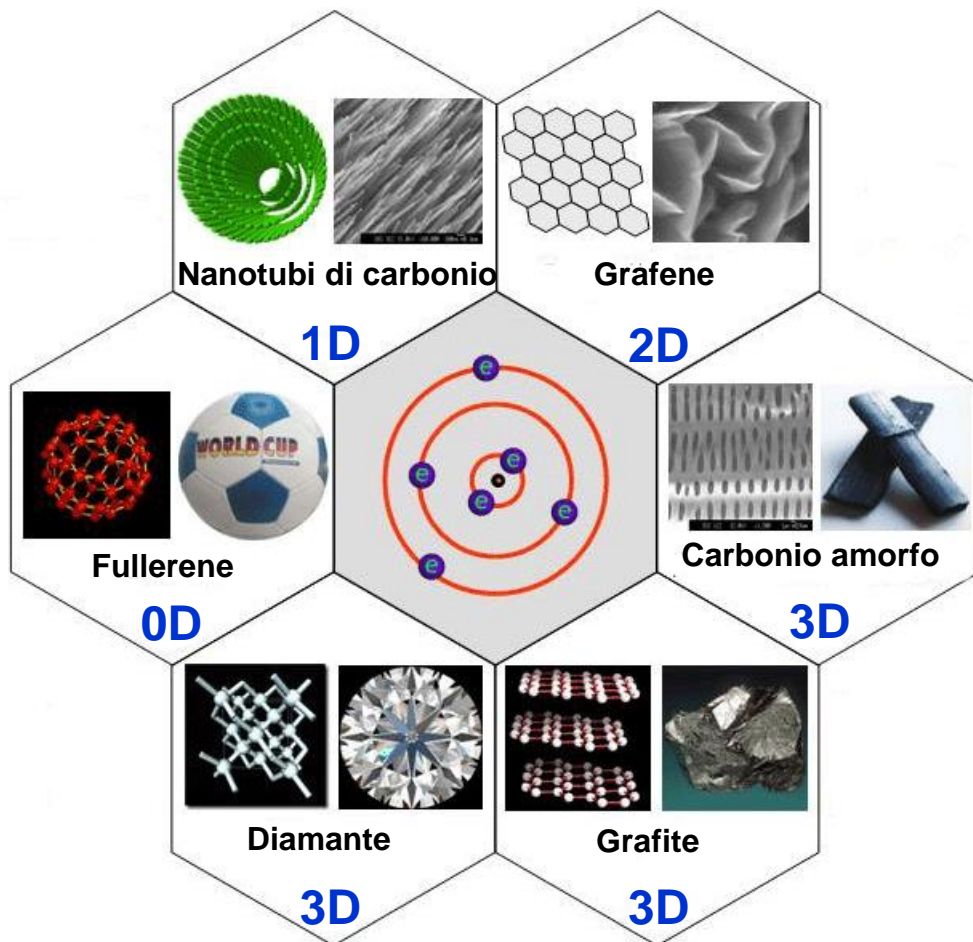
Gli **Allotropi** sono differenti forme cristalline o molecolari dello stesso elemento.

Un allotropo di un particolare elemento è normalmente più stabile di un altro in particolari condizioni di temperatura e pressione (vedere i relativi diagrammi di stato).

Il **Carbonio** ha molti allotropi, inclusi la grafite, diamante, fullereni, nanotubi di carbonio, ecc..

Lo **Stagno** mostra due allotropi; lo stagno bianco β - (beta) e lo stagno grigio α -(alpha).

Carbonio: Allotropi e Diagramma di Stato



Legami nei Composti del Gruppo 4A(14)

Il **Carbonio** forma prevalentemente legami covalenti, ma i membri più grossi del gruppo formano legami con carattere ionico crescente.

Gli elementi di questo gruppo mostrano stati di ossidazione multipli. Gli stati di ossidazione **più bassi** diventano sempre più importanti scendendo nel gruppo (il Carbonio ha una chimica redox complessa).

Pb e Sn mostrano carattere più metallico nei bassi stati di ossidazione.

SnCl_2 e PbCl_2 sono solidi bianchi, cristallini con alti punti di fusione.

SnCl_4 è un liquido volatile, solubile in benzene.





Il Carbonio in Chimica Organica

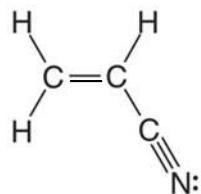
Il grande numero e l'ampia varietà di composti **organici** sono dovuti alla capacità del C di legarsi con se stesso e a formare legami multipli, oltre che spaziare su tutti i numeri di ossidazione, dal -4 al +4.

La **Catenazione** è il processo per cui il carbonio si lega a se stesso per formare stabili catene, ramificazioni ed anelli.

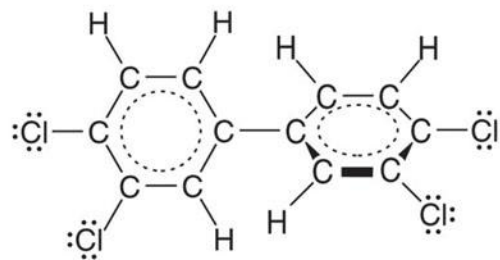
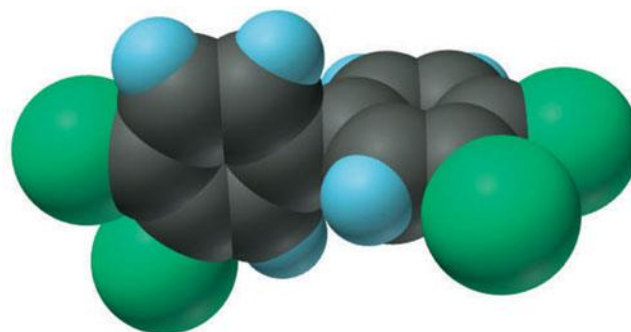
Poiché C è piccolo, il legame C-C è abbastanza corto da permettere un'efficace sovrapposizione lato a lato (legami π) degli orbitali p . C forma bene doppi e tripli legami.



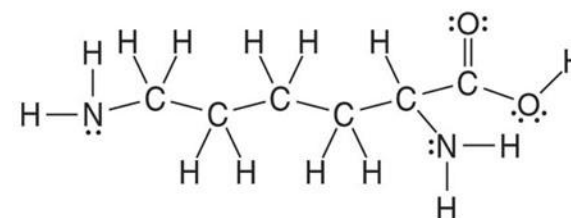
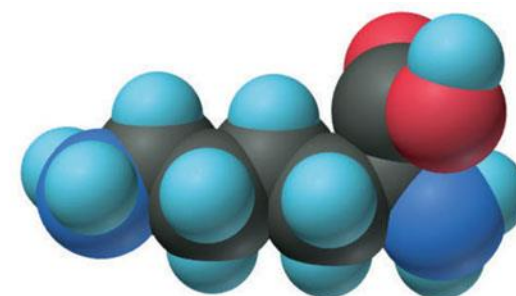
Alcuni dei Molti Milioni di Composti del Carbonio Organici Noti.



Acrylonitrile



PCB



Lisina



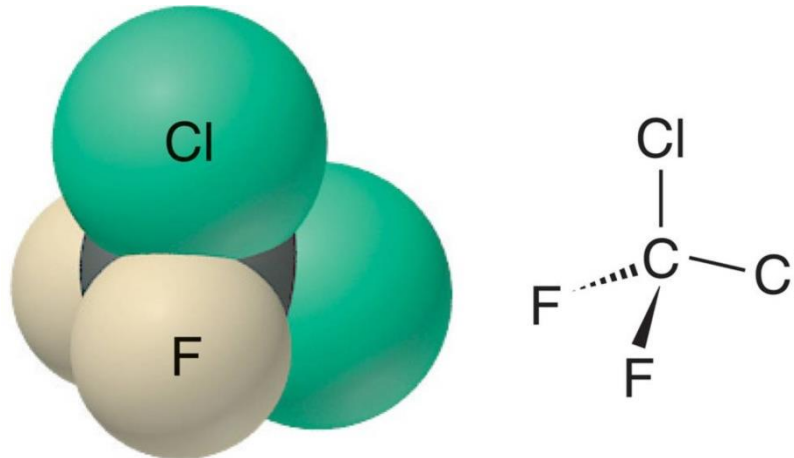
Composti Inorganici del Carbonio

Il carbonio si lega all'ossigeno in presenza di basi formando ***carbonati***. I carbonati di metalli, come il CaCO_3 , sono abbondanti in minerali.

Il carbonio forma due comuni ossidi gassosi, CO e CO_2 , che sono molecolari. Altri elementi del Gruppo 4A(14) formano reticoli-covalenti (SiO_2) o ossidi ionici (PbO).

Gli alogenuri di carbonio (CH_2Cl_2 , $\text{CCl}_2=\text{CHCl}$, ecc.) hanno usi principali come solventi e in plastiche strutturali (per es. PVC, polimero del monomero $\text{CH}_2=\text{CHCl}$, cloruro di vinile).

Freon-12 (CCl_2F_2), un clorofluorocarburo



- I clorofluorocarburi (CFC o Freon) sono composti chimicamente e termicamente stabili, nontossici e non infiammabili. Sono eccellenti fluidi pulenti, refrigeranti e propellenti, ma nella bassa atmosfera decompongono molto lentamente. Essi perciò entrano efficientemente nella stratosfera, dove la radiazione UV li decompone rilasciando atomi di Cl liberi, che catalizzano la decomposizione dell'ozono, riducendo le capacità schermanti verso le radiazioni UV.

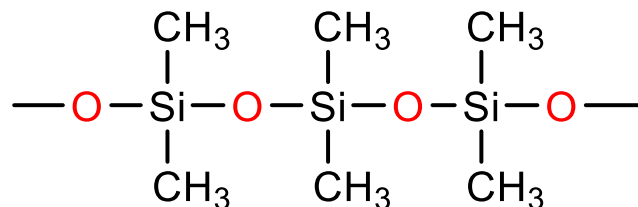
Aspetti Salienti della Chimica del Silicio

Il silicio si lega all'ossigeno formando unità ripetitive $-\text{Si}-\text{O}-$, che si trovano in **silicati** e **siliconi**.

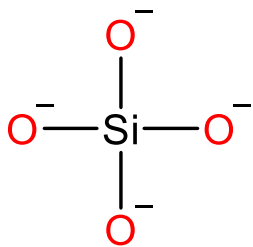
L'unità base silicato è il **gruppo ortosilicato**, $-\text{SiO}_4-$, che ha una disposizione tetraedrica.

I minerali silicati costituiscono la forma dominante della materia nella litosfera terrestre. Essi includono argille, sabbia e pietre semipreziose.

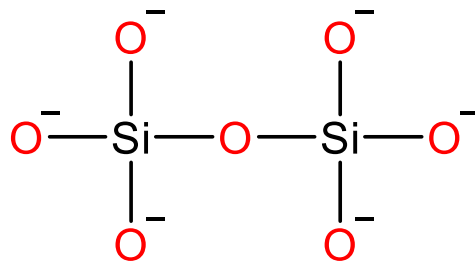
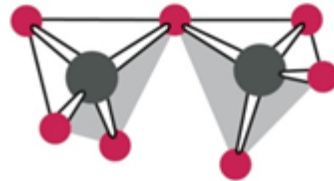
I polimeri siliconici sono sostanze sintetiche costituite da atomi alternati di Si e O. Sono usati in un'ampia varietà di applicazioni.



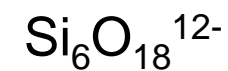
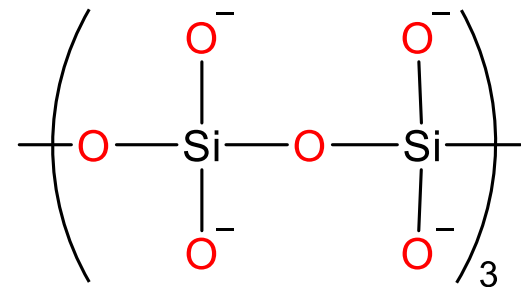
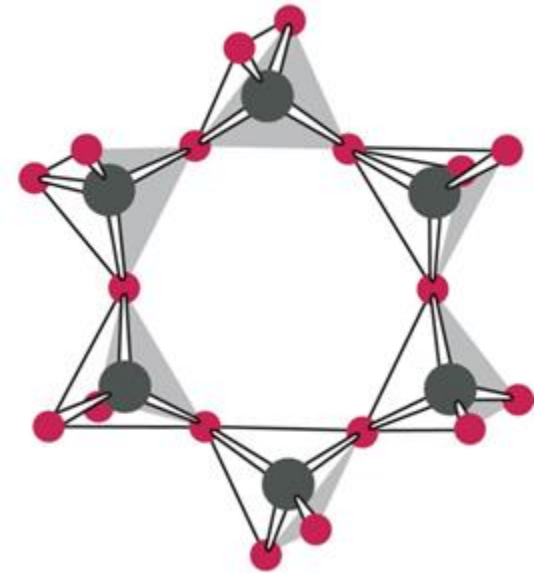
Strutture degli Anioni Silicato in Alcuni Minerali.



**lone silicato
nello zircono**



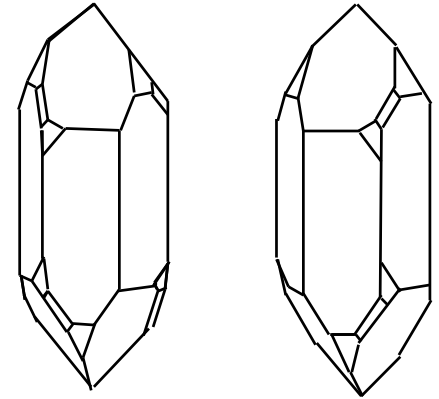
**lone Silicato
nella emimorfite**



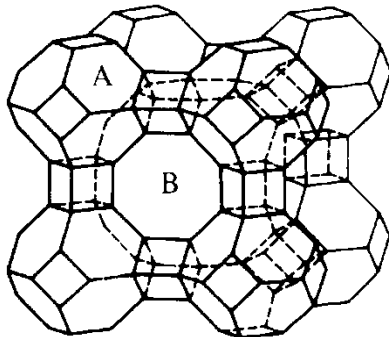
**lone silicato
nel berillo**



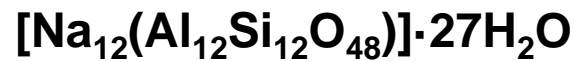
Quarzo: Silicato a Reticolo Tridimensionale. Silicati porosi - Zeoliti



**cristalli otticamente
attivi di quarzo α
speculari come le mani
di una persona**



**Cavità nella Struttura
Della zeolite Linde A**





Elementi del Gruppo 5A(15)

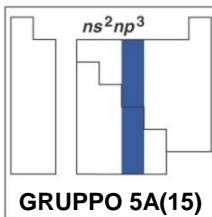
- L'**Azoto** è un gas diatomico (N_2) con un basso punto di ebollizione, a causa delle deboli forze intermolecolari.
- Il **Fosforo** esiste come molecole P_4 tetraedriche ma anche in forme polimeriche. Ha forze di dispersione più alte di N_2 .
- L'**Arsenico** esiste come fogli estesi di atomi di As legati tra loro covalentemente. La struttura a reticolo covalente determina il suo elevato punto di fusione.
- L'**Antimonio** ha anch'esso una struttura a reticolo covalente.
- Il **Bismuto** ha legame metallico. Il suo punto di fusione è inferiore a quello di As o Sb.



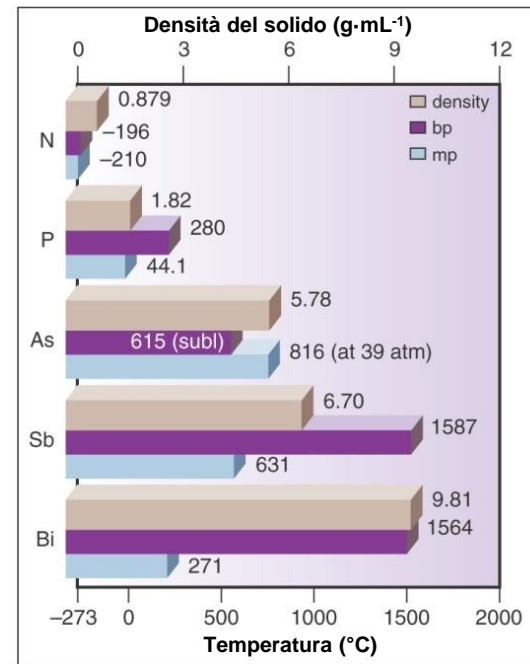
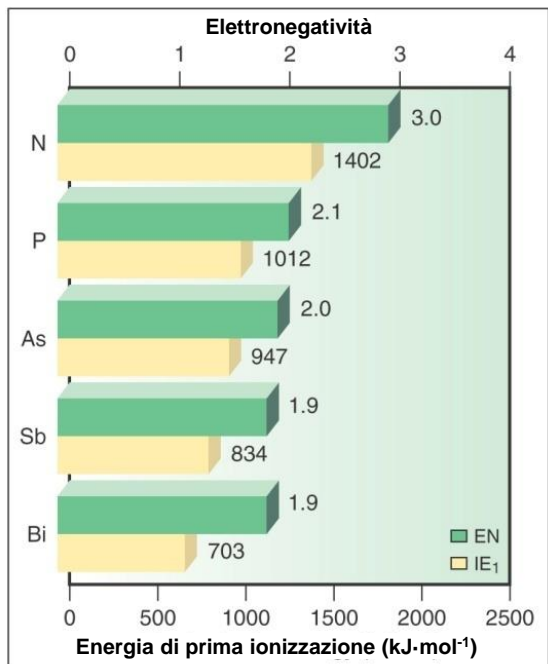
Gruppo 5A(15): La Famiglia dell'Azoto

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)
7	N	14.01	2s ² 2p ³	(-3, +5, +4, +3, +2, +1)
15	P	30.97	3s ² 3p ³	(-3, +5, +3)
33	As	74.92	4s ² 4p ³	(-3, +5, +3)
51	Sb	121.8	5s ² 5p ³	(-3, +5, +3)
83	Bi	209.0	6s ² 6p ³	(+3)
115	(288)	7s ² 7p ³	Observed in experiments at Dubna, Russia, in 2003	



Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
N 75	N ³⁻ 146
P 110	P ³⁻ 212
As 120	
Sb 140	
Bi 150	Bi ³⁺ 103



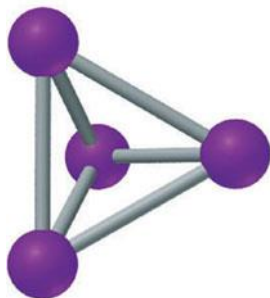


Gruppo 5A (15): Reazioni

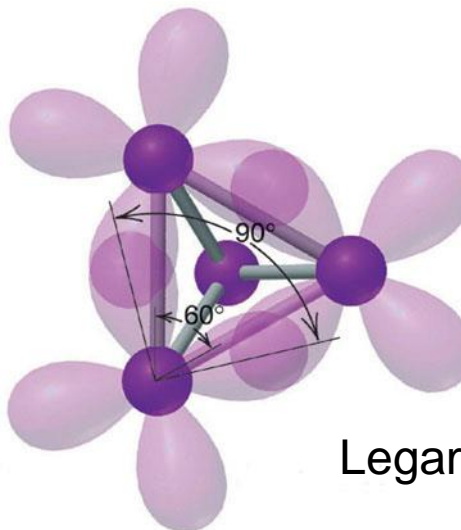
- L'azoto si “fissa” industrialmente nel processo Haber :
 - $\text{N}_2(g) + 3\text{H}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(g)$
- Gli idruri degli altri membri del gruppo si formano per reazione in acqua/acido di fosfuri, arseniuri metallici,
 - $\text{Ca}_3\text{P}_2(s) + 6\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{PH}_3(g) + 3\text{Ca}(\text{OH})_2(aq)$
- Gli alogenuri si formano per combinazione degli elementi:
 - $2\text{E}(s) + 3\text{X}_2 \rightarrow 2\text{EX}_3$ (E = tutti eccetto N)
 - $\text{EX}_3 + \text{X}_2 \rightarrow \text{EX}_5$ (E = tutti eccetto N e Bi con X = F e Cl, ma non BiCl_5 ; E = P per X = Br)
- Gli ossoacidi si formano dagli alogenuri con acqua:
 - $\text{EX}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{EO}_3(aq) + 3\text{HX}(aq)$ (E = tutti eccetto N)
 - $\text{EX}_5 + 4\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{EO}_4(aq) + 5\text{HX}(aq)$ (E = tutti eccetto N e Bi)



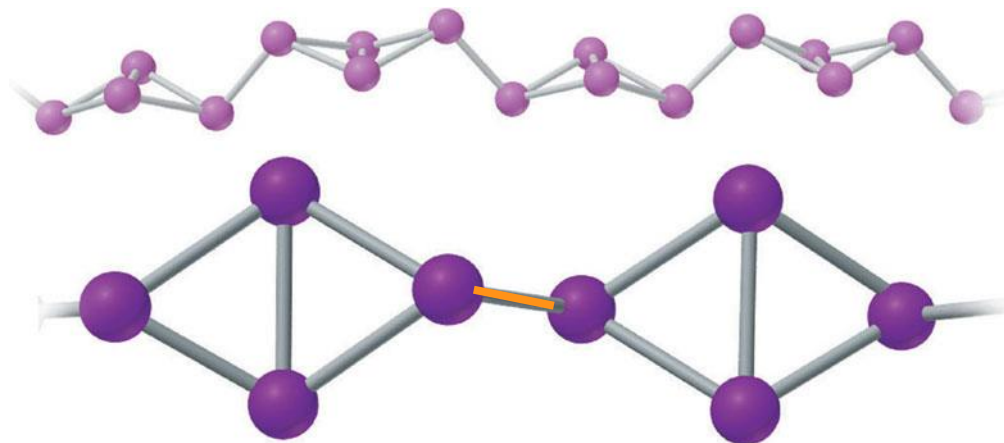
Due Allotropi del Fosforo



Fosforo bianco (P_4)



Legami tensionati in P_4



Fosforo rosso



Aspetti del Comportamento nel Gruppo 5A(15)





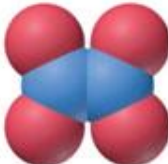
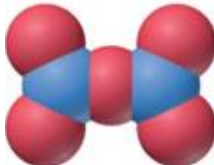
- L'azoto guadagna 3 elettroni per formare l'anione N^{3-} , ma solo in composti con metalli molto riducenti.
- Gli elementi più pesanti nel gruppo sono ***metallici e perdono*** elettroni per formare cationi.
- Gli ossidi passano, scendendo nel gruppo, da acidi ad anfoteri e a basici.
- Tutti gli elementi del Gruppo 5A(15) formano idruri gassosi con la formula EH_3 .
 - Tutti eccetto NH_3 sono estremamente reattivi e tossici.



Ossidi dell'Azoto

- L'azoto forma sei ossidi isolabili. Il ΔH_f per tutti i sei ossidi è **positivo** a causa dell'elevata forza del legame $N\equiv N$.
- NO si produce per ossidazione dell'ammoniaca:
 - $4NH_3(g) + 5O_2(g) \rightarrow 4NO(g) + 6H_2O(g)$
 - Questo è il primo stadio nella produzione dell'acido nitrico.
- NO si converte in altri 2 ossidi per riscaldamento:
$$3NO(g) \xrightarrow{\Delta} N_2O(g) + NO_2(g)$$
 - Questo tipo di reazione redox si chiama **disproporzione**.
- NO si ossida con l'ossigeno dell'aria ad NO_2 , un componente tipico dello smog fotochimico.

Strutture e Proprietà degli Ossidi di Azoto

Formula	Nome	Modello spaziale	Struttura di Lewis	N - Stato di ossidazione	ΔH_f° (kJ·mol ⁻¹) a 298 K	Commento
N ₂ O	Monossido di diazoto (ossido nitroso)		$:\text{N}\equiv\text{N}-\ddot{\text{O}}:$	+1 (0, +2)	82.0	Gas incolore; usato come anestetico dentale e propellente per aerosol
NO	Monossido di azoto (ossido di azoto)		$:\text{N}=\ddot{\text{O}}:$	+2	90.3	Gas paramagnetico, incolore; mediatore biochimico; inquinante dell'aria
N ₂ O ₃	Triossido di diazoto		$:\ddot{\text{O}}:\text{N}(\ddot{\text{O}})-\text{N}(\ddot{\text{O}}):\ddot{\text{O}}:$	+3 (+2, +4)	83.7	Gas rosso bruno, (si dissocia reversibilmente a NO e NO ₂)
NO ₂	Diossido di azoto		$:\ddot{\text{O}}:\dot{\text{N}}:\ddot{\text{O}}:$	+4	33.2	Gas paramagnetico arancio-bruno, intermedio nella sintesi di HNO ₃ ; inquinante atmosferico tossico
N ₂ O ₄	Tetrossido di diazoto		$:\ddot{\text{O}}:\text{N}(\ddot{\text{O}})-\text{N}(\ddot{\text{O}}):\ddot{\text{O}}:$	+4	9.16	Liquido da incolore a giallo (si dissocia reversibilmente a NO ₂)
N ₂ O ₅	Pentossido di diazoto		$:\ddot{\text{O}}:\text{N}(\ddot{\text{O}})-\ddot{\text{O}}-\text{N}(\ddot{\text{O}}):\ddot{\text{O}}:$	+5	11.3	Solido incolore, volatile costituito da ioni NO ₂ ⁺ e NO ₃ ⁻ ; il gas è formato da molecole di N ₂ O ₅)

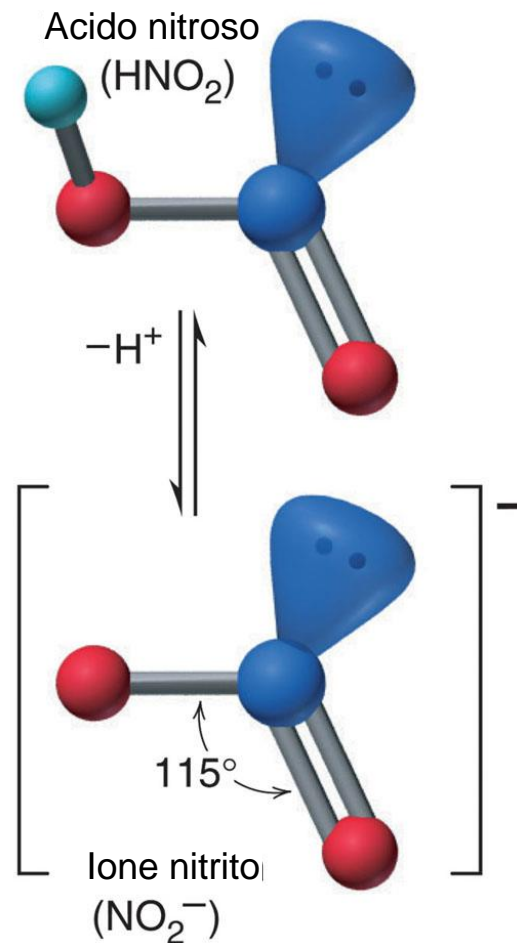
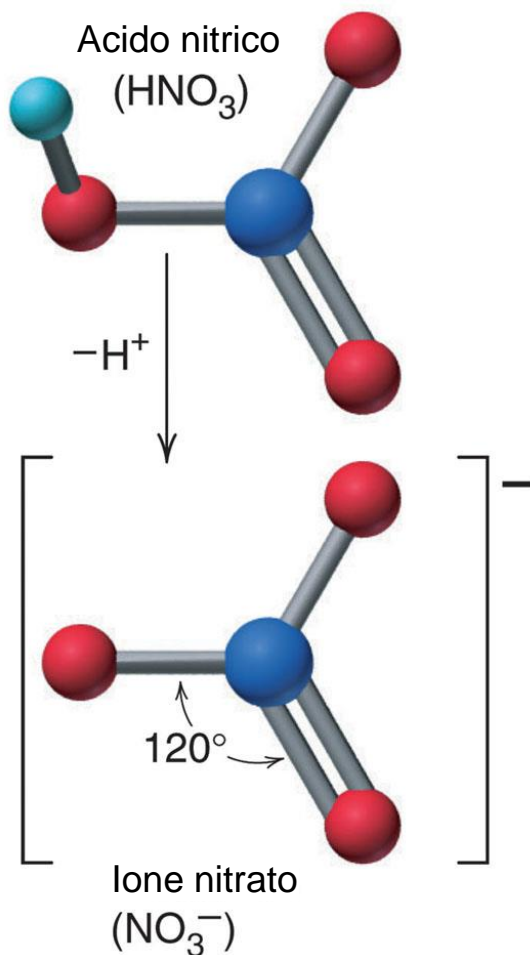


Ossiacidi e Ossoanioni dell'Azoto

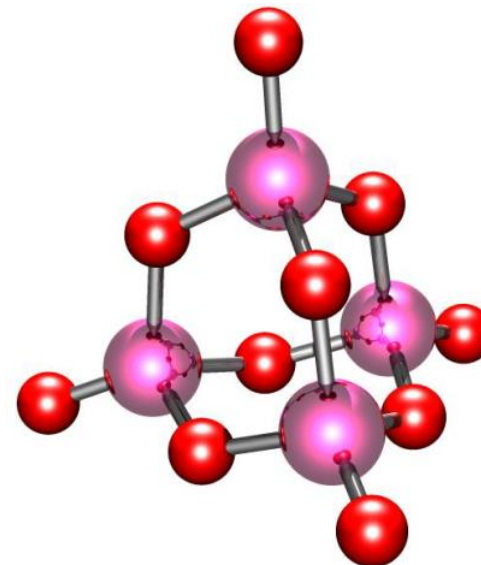
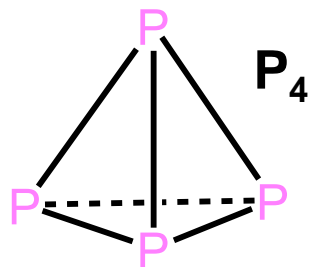
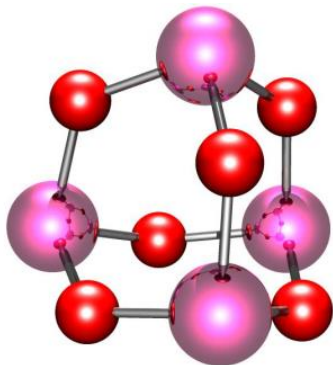
- L'**acido nitrico** (HNO_3) si produce con il processo Ostwald:
 - Il terzo stadio è $3\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}(g)$
- L'acido nitrico è un forte agente ossidante oltre che un acido forte.
- Lo ione nitrato (NO_3^-) agisce anch'esso da ossidante.
 - Tutti i sali nitrato sono solubili in acqua.
- L'**acido nitroso** (HNO_2) è un acido molto più debole dell'acido nitrico.
 - Questo segue il comportamento generale per gli ossiacidi – più atomi di O sono legati al nonmetallo centrale, più l'acido è forte.



Le Strutture degli Acidi Nitrico e Nitroso e loro Ossoanioni.

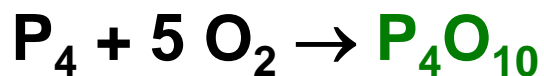
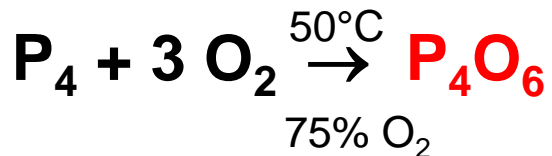


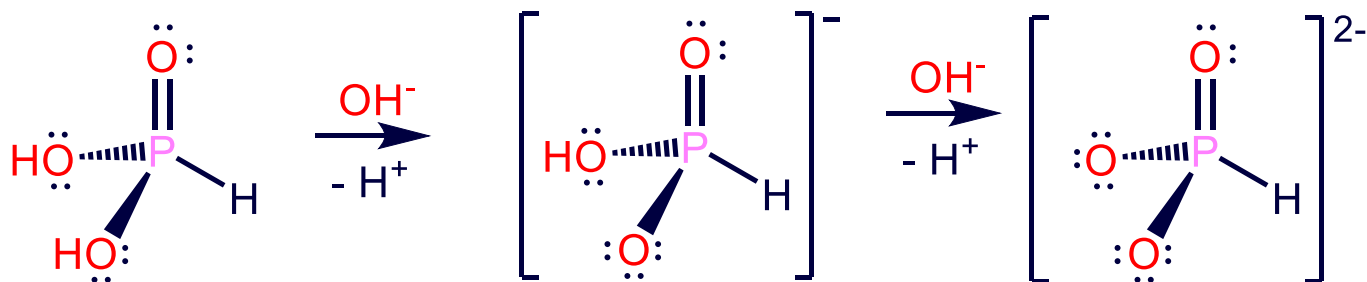
Importanti Ossidi del Fosforo



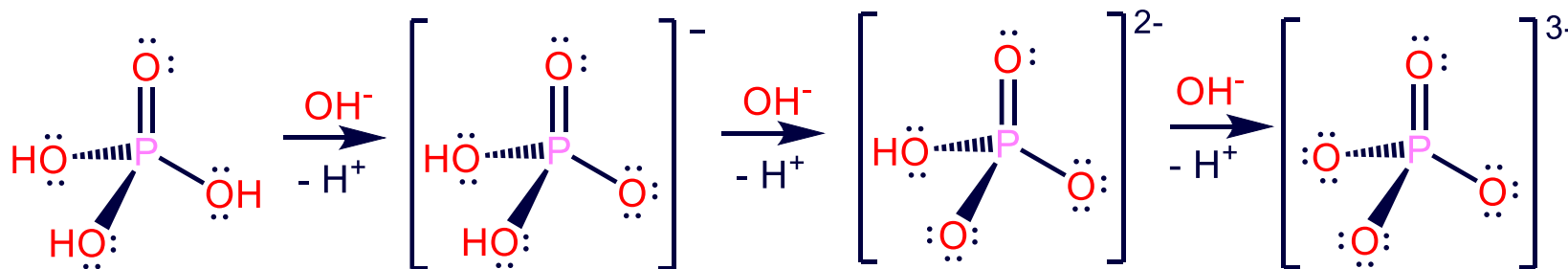
P_4O_6 ha P nello stato di ox. +3.

P_4O_{10} ha P nello stato di ox. +5 .
E' un potente agente disidratante.





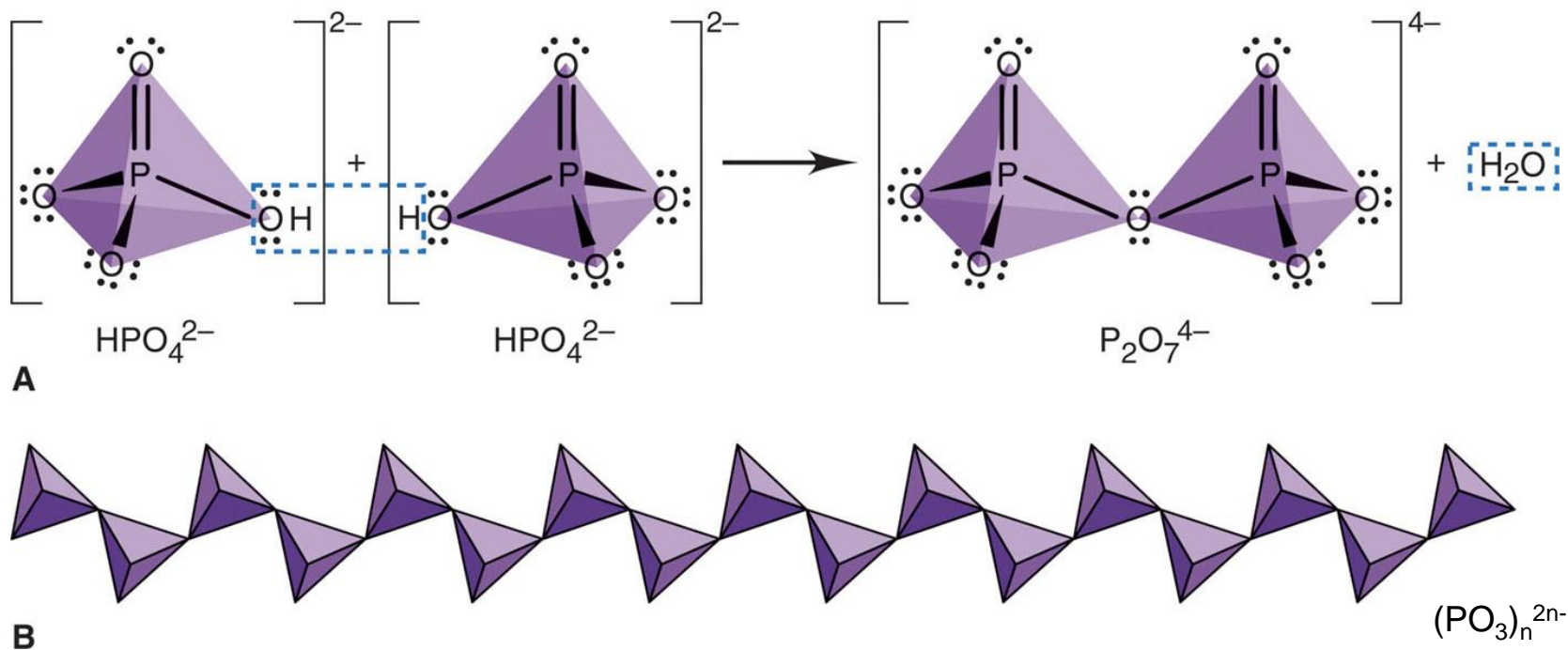
H_3PO_3 ha solo *due* atomi H acidi; il terzo è legato al P centrale e non si dissocia.



H_3PO_4 ha *tre* atomi H acidi. E' un acido medio forte, e in basi forti tutti e tre gli H^+ sono persi per dare l'anione fosfato.



Gli Ioni Difosfato e Polifosfati



Gli ioni idrogenofosfati perdono acqua quando si scaldano e danno gli ioni polifosfati, che contengono legami P–O–P. L'adenosintrifosfato (ATP) è la fonte energetica negli organismi.



Elementi del Gruppo 6A(16)

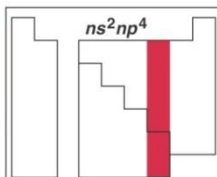
- L'**Ossigeno**, come l'azoto, esiste come gas diatomico bassobollente, O_2 .
- Lo **Zolfo**, come il fosforo, esiste come solido molecolare poliatomico.
- Il **Selenio**, come l'arsenico, esiste comunemente come metalloide grigio.
- Il **Tellurio**, come l'antimonio, mostra un legame a reticolo covalente.
- Il **Polonio**, come il bismuto, ha una struttura cristallina metallica.



Gruppo 6A(16): La Famiglia dell'Ossigeno

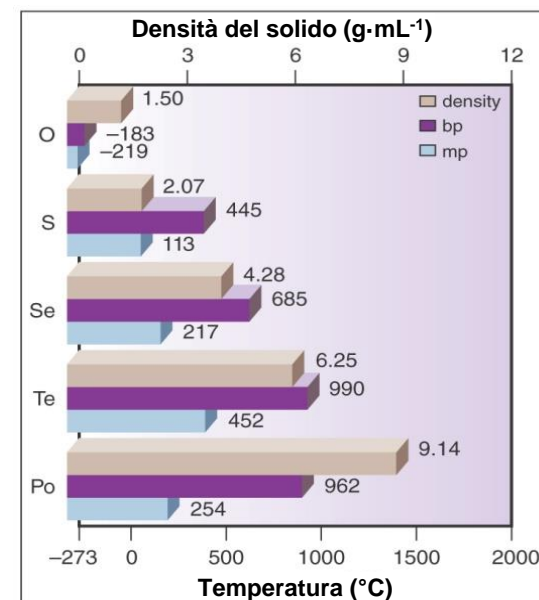
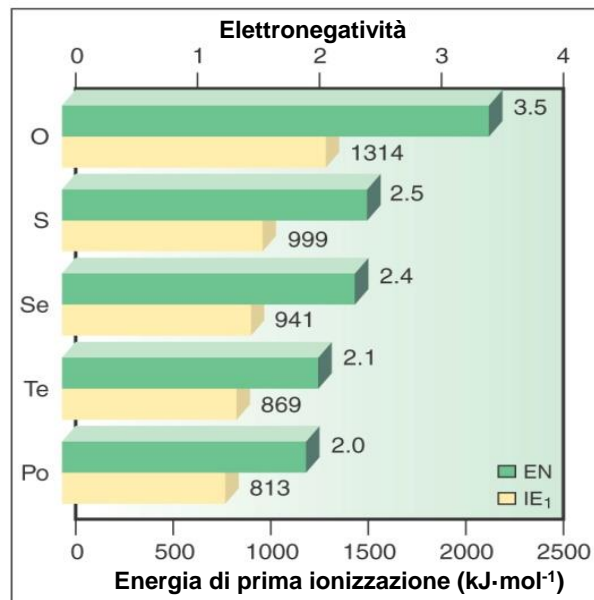
Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)
8	O	16.00	2s ² 2p ⁴	(-1, -2)
16	S	32.07	3s ² 3p ⁴	(-2, +6, +4, +2)
34	Se	78.96	4s ² 4p ⁴	(-2, +6, +4, +2)
52	Te	127.6	5s ² 5p ⁴	(-2, +6, +4, +2)
84	Po	(209)	6s ² 6p ⁴	(+4, +2)
116		(292)	7s ² 7p ⁴	Observed in experiments at Dubna, Russia, in 2004



GRUPPO 6A(16)

Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
O 73	O ²⁻ 140
S 103	S ²⁻ 184
Se 119	Se ²⁻ 198
Te 142	
Po 168	Po ⁴⁺ 94





Gruppo 6A(16): Reazioni

- Gli alogenuri si formano per combinazione diretta:
 - $E(s) + X_2(g) \rightarrow$ vari alogenuri (E = S, Se, Te; X = F, Cl)
- Gli altri elementi del gruppo sono ossidati dall'O₂:
 - $E(s) + O_2(g) \rightarrow EO_2$ (E = S, Se, Te, Po)
- SO₂ si ossida ulteriormente:
 - $2SO_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2SO_3(g)$
- Lo ione tiosolfato si forma quando un solfito di un metallo alcalino reagisce con zolfo:
 - $S_8(g) + 8Na_2SO_3(s) \rightarrow 8Na_2S_2O_3(aq)$



Allotropi della Famiglia dell'Ossigeno

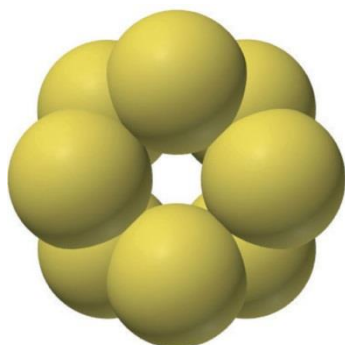
L'ossigeno ha due allotropi:

- O_2 , che è essenziale alla vita degli organismi aerobici ed è una specie paramagnetica con due elettroni spaiati, e
- O_3 o ozono, che è molto reattivo e tossico.

N.B. L' O_2 singoletto è una forma eccitata di ossigeno molecolare molto tossica e reattiva, ma a vita media breve.

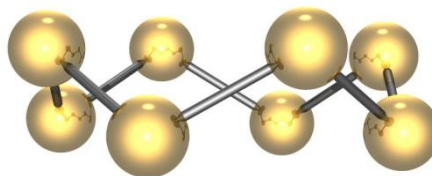
Lo zolfo ha più di 10 diverse forme allotropiche, in seguito all'abilità dello S di catenare. Le lunghezze dei legami S–S e gli angoli di legame possono variare di molto.

Il selenio ha molti allotropi, alcuni costituiti da molecole Se_8 di forma a corona.

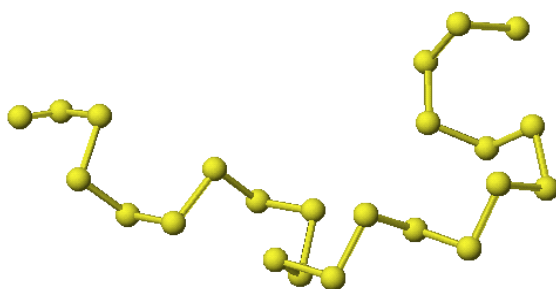


Vista dall'alto

S_8



Vista di lato



A temperatura ambiente, la molecola di zolfo è un anello a corona di otto atomi. L'allotropo di S più stabile è l' α - S_8 ortorombico, costituito da ciclo- S_8 .

Sopra i 190°C il ciclo S_8 si rompe formando **diradicali** che condensano reversibilmente in catene più o meno lunghe, che per raffreddamento forniscono **zolfo plastico**.



Idruri della Famiglia dell'Ossigeno

- L'ossigeno forma due idruri:
 - L'acqua (H_2O) e l'acqua ossigenata (perossido di idrogeno, H_2O_2).
 - H_2O_2 contiene ossigeno in stato di ossidazione -1.
- Gli idruri degli altri elementi del gruppo 6A sono gas velenosi di odore repellente.
 - H_2S formato naturalmente nelle paludi dalla decomposizione di materia organica; è un composto tossico quanto l'HCN.
- H_2O and H_2O_2 possono formare legami a idrogeno, e perciò hanno punti di fusione ed ebollizione superiori agli altri composti H_2E .
- Gli angoli di legame negli idruri diminuiscono e le lunghezze di legame aumentano scendendo nel gruppo.



Alogenuri della Famiglia dell'Ossigeno

Ad eccezione dell'Ossigeno, gli elementi del Gruppo 6A formano un'ampia serie di alogenuri.

La loro struttura e reattività dipende dalla dimensione dell'atomo centrale e dagli alogeni circostanti.

Al crescere della dimensione dell'atomo centrale, gli alogenuri diventano più stabili.

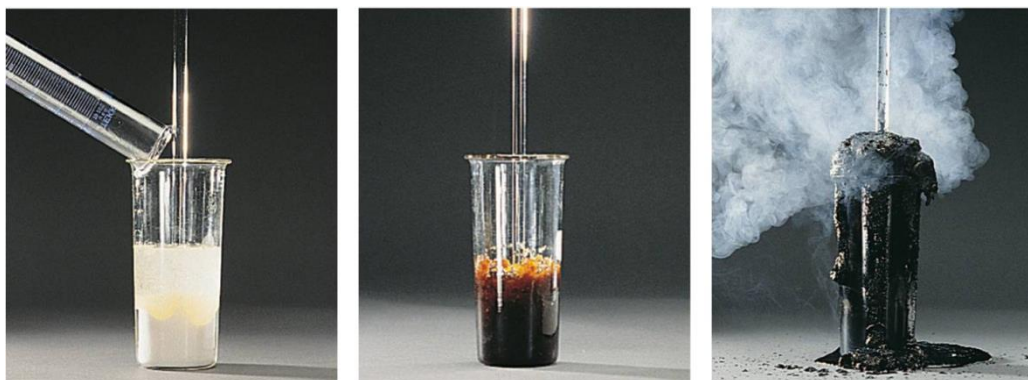
Questo comportamento è legato all'effetto della ripulsione elettronica dovuta all'affollamento delle coppie elettroniche e degli atomi di alogeno attorno all'atomo centrale.

Ciò rappresenta l'opposto di quanto precedentemente osservato nel comportamento di legame, in cui la forza del legame diminuisce all'aumentare della lunghezza di legame.



Punti Salienti della Chimica dello Zolfo

- Lo zolfo forma due importanti ossidi:
 - SO_2 ha S in stato di ossidazione +4. E' un gas incolore, tossico che si forma quando S, H_2S o un solfuro metallico brucia all'aria.
 - SO_3 ha S nello stato di ossidazione +6. E' solido a t.a.
- Lo zolfo forma due importanti ossiacidi.
 - L'acido solforoso (H_2SO_3) è un acido debole biprotico.
 - L'acido solforico (H_2SO_4) è un acido forte, ed è un importante composto industriale. E' un eccellente agente disidratante.






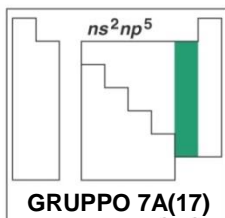
Disidratazione dello zucchero da parte dell'acido solforico.



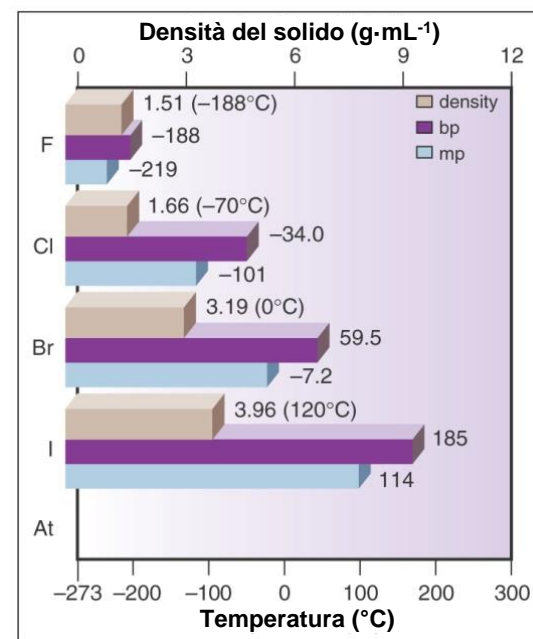
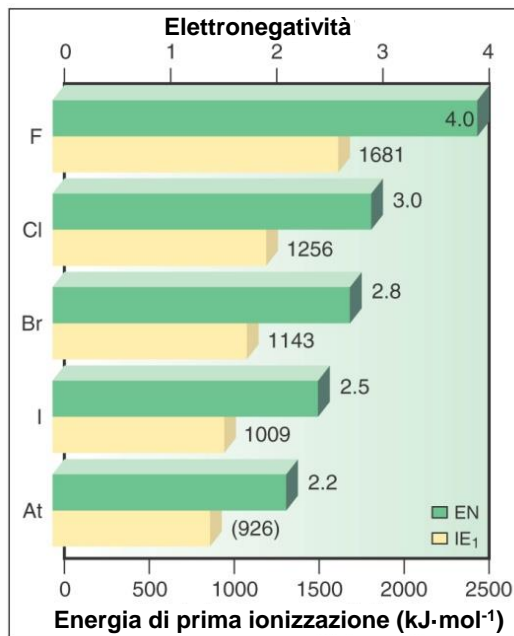
Gruppo 7A(17): Gli Alogeni

Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico Simbolo massa atomica Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)	
9 F 19.00 2s ² 2p ⁵ (-1)		Photograph not available
17 Cl 35.45 3s ² 3p ⁵ (-1, +7, +5, +3, +1)		
35 Br 79.90 4s ² 4p ⁵ (-1, +7, +5, +3, +1)		
53 I 126.9 5s ² 5p ⁵ (-1, +7, +5, +3, +1)		
85 At (210) 6s ² 6p ⁵ (-1)		Extremely rare, no sample available



Raggio atomico (pm)	Raggio ionico (pm)
F 72	F ⁻ 133
Cl 100	Cl ⁻ 181
Br 114	Br ⁻ 196
I 133	I ⁻ 220
At (140)	no data



Gruppo 7A(17): Reazioni

- Gli alogeni (X_2) ossidano la maggior parte dei metalli e dei nonmetalli. La reazione con H_2 è caratteristica:
 - $X_2 + H_2(g) \rightarrow 2HX(g)$
- Gli alogeni subiscono disproporzione in acqua:
 - $X_2 + H_2O(l) \rightleftharpoons HX(aq) + HXO(aq)$ ($X = Cl, Br, I$)
- In basi acquose, la reazione si completa formando ipoalogeniti e, a temperature più alte, ad alogenati:





Reattività degli Alogeni

Un atomo di alogeno richiede solo un elettrone per completare l'ottetto. Gli alogeni sono perciò elementi molto reattivi.

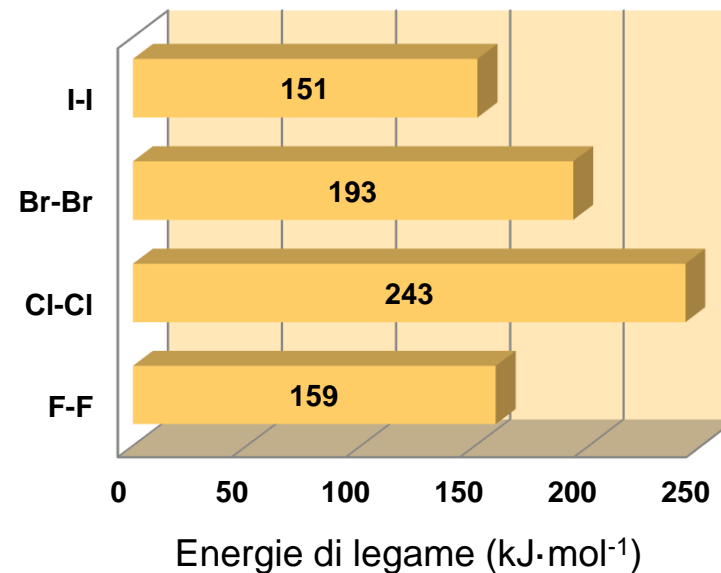
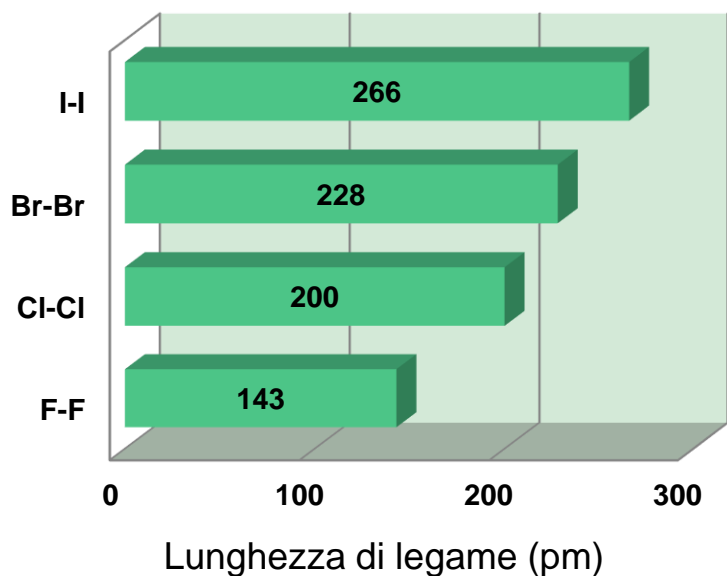
Gli alogeni mostrano elettronegatività molto diverse, ma tutti sono abbastanza elettronegativi da comportarsi da nonmetalli.

Un alogeno tenderà a:

- guadagnare un elettrone per formare un anione alogenuro, o
- condividere una coppia elettronica con un nonmetallo.

La reattività degli alogeni ***diminuisce*** lungo il gruppo, riflettendo la diminuzione nell'elettronegatività.

Energie e Lunghezze di Legame degli Alogeni





F_2 mostra un'energia di legame anomala. Il legame F-F è **più debole** dell'atteso in quanto le coppie elettroniche sul piccolo atomo di F si respingono di più delle analoghe coppie degli altri alogeni.

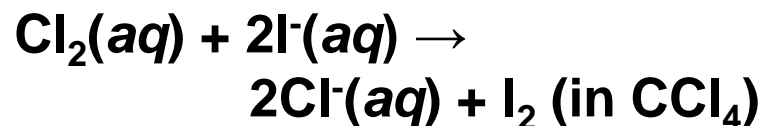
F_2 è l'alogeno **più** reattivo e lo I_2 è il **meno** reattivo.

Potere Ossidante degli Alogeni

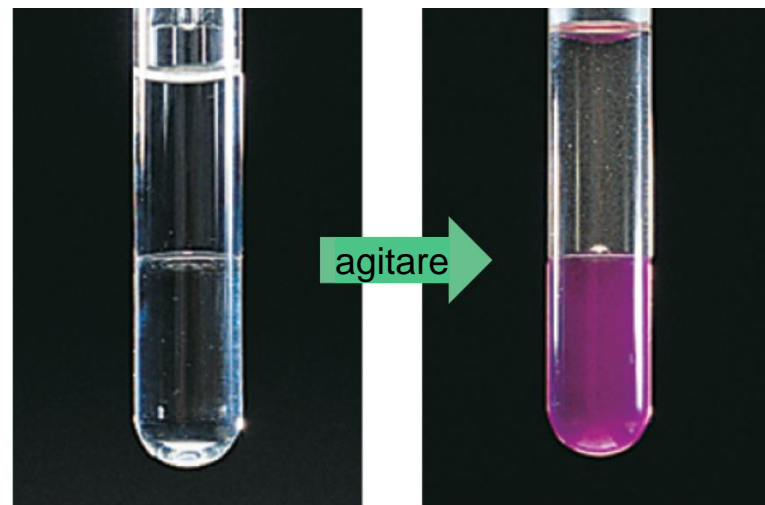
	(1)	(2)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

 capacità ossidante di X₂
 capacità riducente di X⁻

Gli alogeni sono forti agenti *ossidanti*. Le proprietà ossidanti di X₂ *decregono* lungo il gruppo, mentre *aumenta* la capacità riducente dei loro anioni X⁻.



Cl_2 è un **agente ossidante più forte** di I_2 . Cl_2 perciò sposta I^- dalla soluzione. I_2 non sposta gli ioni Cl^- .



Gli alogeni si legano tra loro formando **composti interlogo**. L'atomo centrale avrà l'elettronegatività più bassa e uno stato di ossidazione positivo.

Gli interlogo illustrano un principio generale degli stati di ossidazione: i gruppi dispari preferiscono stati di ossidazione dispari, mentre i gruppi pari mostrano stati a numeri pari.

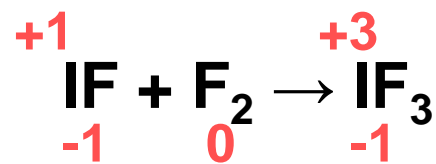
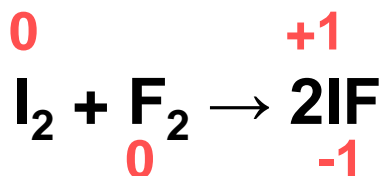
Quando si formano o si spezzano dei legami, sono implicati due elettroni, per cui lo stato di ossidazione dell'atomo varia di 2.



Salto Bielettronico nei Numeri di Ossidazione

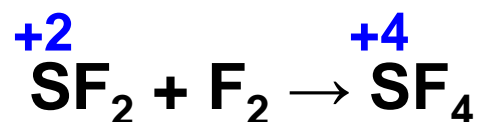
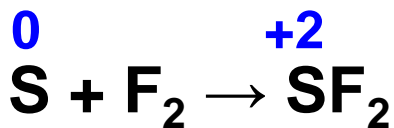
Stati di ossidazione dispari:

F e I sono entrambi nel Gruppo 7A, un gruppo dispari.



Stati di ossidazione pari:

S appartiene al Gruppo 6A, un gruppo pari.

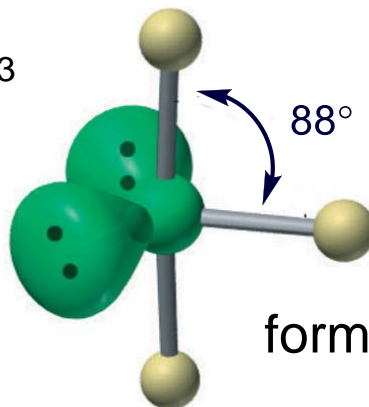


CIF



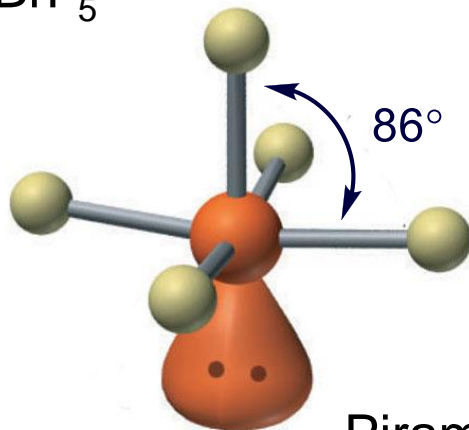
lineare, XY

CIF₃



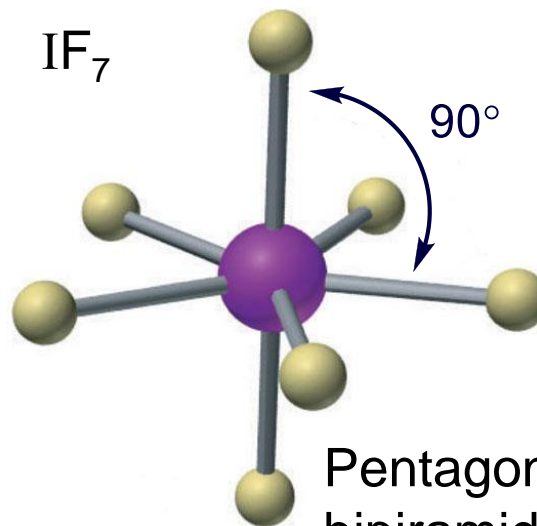
forma a T, XY₃

BrF₅



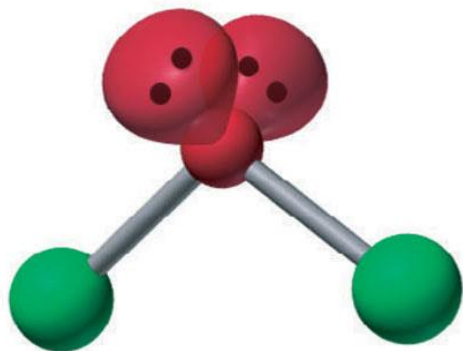
Piramidale
quadrata, XY₅

IF₇



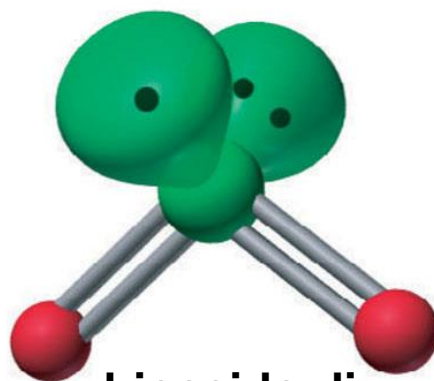
Pentagonale
bipiramidale, XY₇

Ossidi del Cloro

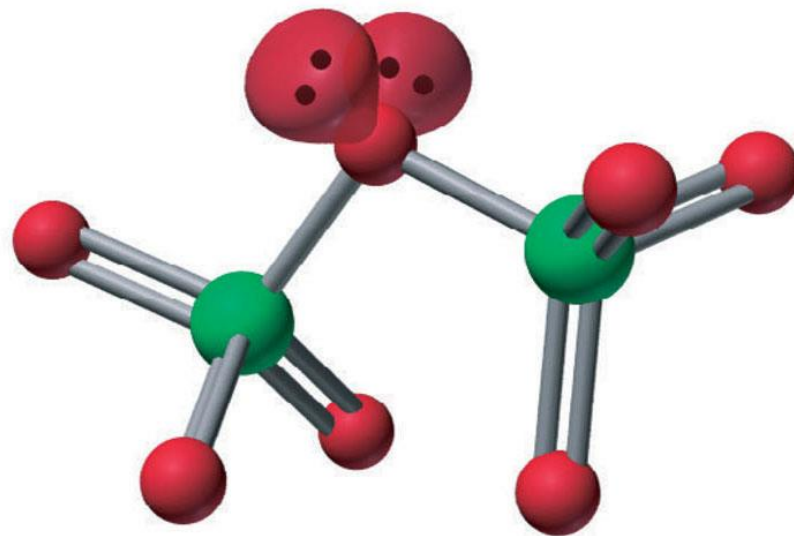


monossido di
dicloro
 Cl_2O
(diamagnetico)

e^- spaiato



biossido di
Cloro
 ClO_2
(paramagnetico)



eptaossido di
dicloro
 Cl_2O_7
(diamagnetico)



Gli Ossiacidi Noti degli Alogeni

Central Atom	Hypohalous Acid (HOX)	Halous Acid (HOXO)	Halic Acid (HOXO ₂)	Perhalic Acid (HOXO ₃)
Fluorine	HOF	—	—	—
Chlorine	HOCl	HOClO	HOClO ₂	HOClO ₃
Bromine	HOBr	(HOBrO)?	HOBrO ₂	HOBrO ₃
Iodine	HOI	—	HOIO ₂	HOIO ₃ , (HO) ₅ IO
Oxoanion	Hypohalite	Halite	Halate	Perhalate

*Lone pairs are shown only on the halogen atom, and each atom has its lowest formal charge.



Forza Relativa degli Alogeno Ossiacidi

La forza relativa degli ossiacidi degli alogeni dipende sia dall'**elettronegatività** che dallo **stato di ossidazione** dell'alogeno.

Per ossiacidi con l'alogeno nello stesso stato di ossidazione, la forza acida **diminuisce** al **diminuire** della EN dell'alogeno.



Per ossiacidi di un dato alogeno, la forza acida **diminuisce** al **diminuire** dello stato di ossidazione dell'alogeno.


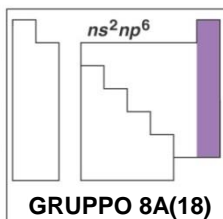




Gruppo 8A(18): I Gas Nobili

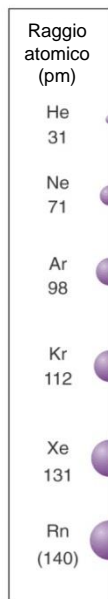
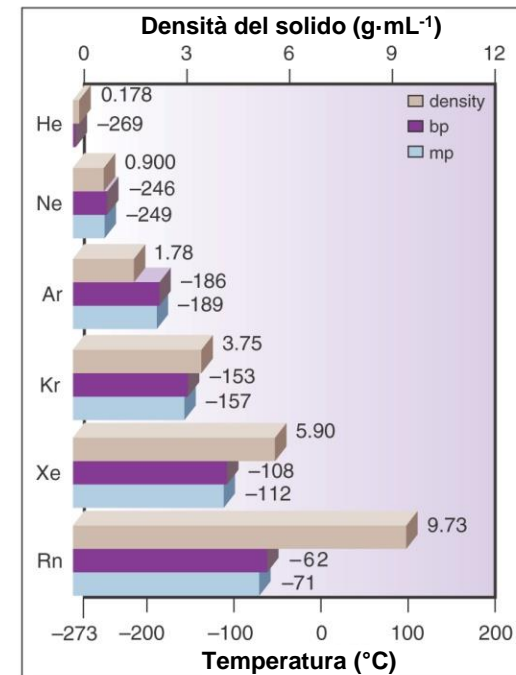
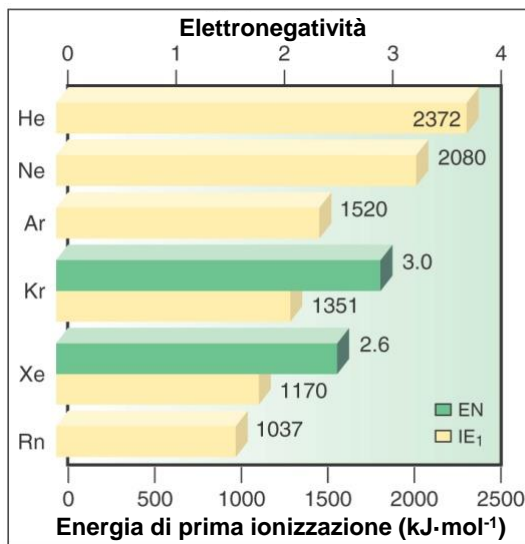
Principali Proprietà Atomiche, Fisiche e Reazioni

KEY	N. atomico	Simbolo	massa atomica	Configurazione e ⁻ di valenza (Stati di ossidazione comuni)
2	He	4.003	1s ²	(none)
10	Ne	20.18	2s ² 2p ⁶	(none)
18	Ar	39.95	3s ² 3p ⁶	(none)
36	Kr	83.80	4s ² 4p ⁶	(+2)
54	Xe	131.3	5s ² 5p ⁶	(+8, +6, +4, +2)
86	Rn	(222)	6s ² 6p ⁶	(+2)

Raggio atomico (pm)

He	31
Ne	71
Ar	98
Kr	112
Xe	131
Rn	(140)



- I Gas Nobili hanno uno strato di valenza completo (2, 8 o 18 elettroni).
- I Gas Nobili sono gli elementi più piccoli nei loro rispettivi periodi, con le maggiori energie di ionizzazione (IE).
- Le dimensioni atomiche aumentano lungo il gruppo e le IE diminuiscono.
- I Gas Nobili hanno punti di fusione e ebollizione bassi.
- Solo Kr, Xe, e Rn sono noti formare composti.
 - Lo Xe è il più reattivo dei gas nobili e mostra tutti i numeri di ossidazione pari, da +2 a +8.



Derivati dello Xeno

