

## *Lezione 21*

*Andamenti periodici negli elementi dei gruppi principali:  
legami, strutture e reattività*

L'idrogeno

Tendenze attraverso la Tavola Periodica: gli elementi del Periodo 2

Gruppo 1A(1): i Metalli Alcalini

Gruppo 2A(2): I Metalli Alcalino-terrosi

Gruppo 3A(13): gruppo del Boro

Gruppo 4A(14): gruppo del Carbonio

Gruppo 5A(15): gruppo del Azoto

**14.8** Gruppo 6A(16): gruppo dell'Ossigeno

**14.9** Gruppo 7A(17): gruppo degli Alogeni

# Tavola Periodica degli Elementi

1 IA <b>H</b> Idrogeno 1.00794	2 IIA <b>He</b> Elio 4.002602											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA <b>Ne</b> Neon 20.1797	
3 <b>Li</b> Litio 6.941	4 <b>Be</b> Berillio 9.012182											5 <b>B</b> Boro 10.811	6 <b>C</b> Carbonio 12.0107	7 <b>N</b> Azoto 14.00674	8 <b>O</b> Ossigeno 15.9994	9 <b>F</b> Fluoro 18.9984032	10 <b>Ne</b> Neon 20.1797	
11 <b>Na</b> Sodio 22.989770	12 <b>Mg</b> Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 <b>Al</b> Alluminio 26.981538	14 <b>Si</b> Silicio 28.0855	15 <b>P</b> Fosforo 30.973761	16 <b>S</b> Zolfo 32.066	17 <b>Cl</b> Cloro 35.453	18 <b>Ar</b> Argon 39.948	
19 <b>K</b> Potassio 39.0983	20 <b>Ca</b> Calcio 40.078	21 <b>Sc</b> Scandio 44.955910	22 <b>Ti</b> Titanio 47.867	23 <b>V</b> Vanadio 50.9415	24 <b>Cr</b> Cromo 51.9961	25 <b>Mn</b> Manganese 54.938049	26 <b>Fe</b> Ferro 55.8457	27 <b>Co</b> Cobalto 58.933200	28 <b>Ni</b> Nichel 58.6934	29 <b>Cu</b> Rame 63.546	30 <b>Zn</b> Zinco 65.409	31 <b>Ga</b> Gallio 69.723	32 <b>Ge</b> Germanio 72.64	33 <b>As</b> Arsenico 74.92160	34 <b>Se</b> Selenio 78.96	35 <b>Br</b> Bromo 79.904	36 <b>Kr</b> Kriptone 83.798	
37 <b>Rb</b> Rubidio 85.4678	38 <b>Sr</b> Stronzio 87.62	39 <b>Y</b> Ittrio 88.90585	40 <b>Zr</b> Zirconio 91.224	41 <b>Nb</b> Niobio 92.90638	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95.94	43 <b>Tc</b> Tecnecio (98)	44 <b>Ru</b> Rutenio 101.07	45 <b>Rh</b> Rodio 102.90550	46 <b>Pd</b> Palladio 106.42	47 <b>Ag</b> Argento 107.8682	48 <b>Cd</b> Cadmio 112.411	49 <b>In</b> Indio 114.818	50 <b>Sn</b> Stagno 118.710	51 <b>Sb</b> Antimonio 121.760	52 <b>Te</b> Tellurio 127.60	53 <b>I</b> Iodio 126.90447	54 <b>Xe</b> Xeno 131.293	
55 <b>Cs</b> Cesio 132.90545	56 <b>Ba</b> Bario 137.327	57 to 71		72 <b>Hf</b> Hafnio 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalio 180.9479	74 <b>W</b> Tungsteno 183.84	75 <b>Re</b> Renio 186.207	76 <b>Os</b> Osmio 190.23	77 <b>Ir</b> Iridio 192.217	78 <b>Pt</b> Platino 195.078	79 <b>Au</b> Oro 196.96655	80 <b>Hg</b> Mercurio 200.59	81 <b>Tl</b> Tallio 204.3833	82 <b>Pb</b> Piombo 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuto 208.98038	84 <b>Po</b> Polonio (209)	85 <b>At</b> Astatio (210)	86 <b>Rn</b> Radone (222)
87 <b>Fr</b> Francio (223)	88 <b>Ra</b> Radio (226)	89 to 103		104 <b>Rf</b> Rutherfordio (261)	105 <b>Db</b> Dubnio (262)	106 <b>Sg</b> Seaborgio (266)	107 <b>Bh</b> Bohrio (264)	108 <b>Hs</b> Hassio (269)	109 <b>Mt</b> Meitnerio (268)	110 <b>Ds</b> Darmstadtio (271)	111 <b>Rg</b> Roentgenio (272)	112 <b>Uub</b> Ununbio (285)	113 <b>Uut</b> Ununtrio (284)	114 <b>Uuq</b> Ununquadio (289)	115 <b>Uup</b> Ununpentio (288)	116 <b>Uuh</b> Ununhexio (292)	117 <b>Uus</b> Ununseptium	118 <b>Uuo</b> Ununoctium

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Metalli del blocco d
- Lantanidi
- Attinidi
- Metalli del blocco p
- Nonmetalli
- Gas nobili
- C** Solidi
- Br** Liquidi
- H** Gas
- Tc** Artificiali

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com). <http://www.dayah.com/periodic/>

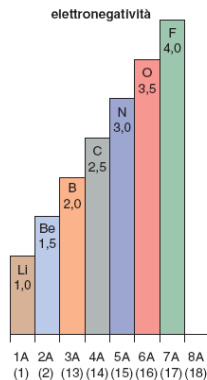
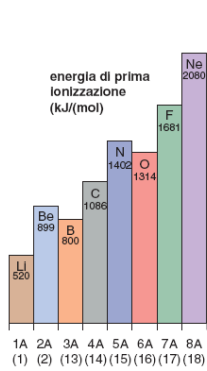
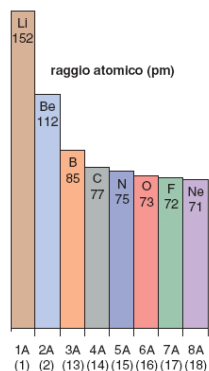
Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

57 <b>La</b> Lantanio 138.9055	58 <b>Ce</b> Cerio 140.116	59 <b>Pr</b> Prassodimio 140.90765	60 <b>Nd</b> Neodimio 144.24	61 <b>Pm</b> Promezio (145)	62 <b>Sm</b> Samario 150.36	63 <b>Eu</b> Europio 151.964	64 <b>Gd</b> Gadolinio 157.25	65 <b>Tb</b> Terbio 158.92534	66 <b>Dy</b> Diprosio 162.500	67 <b>Ho</b> Olmio 164.93032	68 <b>Er</b> Erbio 167.259	69 <b>Tm</b> Tulio 168.93421	70 <b>Yb</b> Itterbio 173.04	71 <b>Lu</b> Lutetio 174.967
89 <b>Ac</b> Attinio (227)	90 <b>Th</b> Torio 232.0381	91 <b>Pa</b> Protoattinio 231.03588	92 <b>U</b> Uranio 238.02891	93 <b>Np</b> Nettunio (237)	94 <b>Pu</b> Plutonio (244)	95 <b>Am</b> Americio (243)	96 <b>Cm</b> Curio (247)	97 <b>Bk</b> Berkelio (247)	98 <b>Cf</b> Californio (251)	99 <b>Es</b> Einsteinio (252)	100 <b>Fm</b> Fermio (257)	101 <b>Md</b> Mendelevio (258)	102 <b>No</b> Nobelio (259)	103 <b>Lr</b> Laurenzio (262)

**Tabella 14.1** Tendenze nelle proprietà atomiche, fisiche e chimiche degli elementi del Periodo 2

Gruppo: elemento/ numero atomico:	1A(1) litio (Li) Z = 3	2A(2) berillio (Be) Z = 4	3A(13) boro (B) Z = 5	4A(14) carbonio (C) Z = 6
<b>Proprietà</b> Configurazione elettronica condensata; diagramma parziale degli orbitali	[He] 2s <sup>1</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> 
<b>Proprietà fisiche</b> Aspetto				
<b>Carattere metallico</b>	metallo	metallo	metalloide	non metallo
<b>Durezza</b>	tenero	duro	molto duro	grafite: tenera diamante: estremamente duro
<b>Temperatura di fusione (T<sub>f</sub>)/ temperatura di ebollizione (T<sub>e</sub>)</b>	T <sub>f</sub> bassa per un metallo	T <sub>f</sub> alta	T <sub>f</sub> estremamente alta	diamante: estremamente duro T <sub>f</sub> estremamente alta
<b>Proprietà chimiche</b> Reattività generale	reattivo	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente; grafite più reattiva
<b>Legame tra gli atomi dell'elemento</b>	metallico	metallico	covalente reticolare	covalente reticolare
<b>Legame con non metalli</b>	ionico	covalente polare	covalente polare	covalente (legami π comuni)
<b>Legame con metalli</b>	metallico	metallico	covalente polare	covalente polare
<b>Comportamento acido/base dell'ossido comune</b>	fortemente basico	anfotero	molto debolmente acido	molto debolmente acido
<b>Comportamento redox (numero di ossidazione)</b>	riducente forte (+1)	riducente moderatamente forte (+2)	idruri complessi buoni riducenti (+3, -3)	ogni stato di ossidazione da +4 a -4

5A(15) azoto (N) Z = 7	6A(16) ossigeno (O) Z = 8	7A(17) fluoro (F) Z = 9	8A(18) neon (Ne) Z = 10
[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 
		nessun campione disponibile	
non metallo	non metallo	non metallo	non metallo
T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> estremamente basse
inattivo a temperatura ambiente	molto reattivo	estremamente reattivo	chimicamente inerte
molecole N <sub>2</sub> covalenti	molecole O <sub>2</sub> (o O <sub>3</sub> ) covalenti	molecole F <sub>2</sub> covalenti	nessuno; atomi separati
covalente (legami π comuni)	covalente (legami π comuni)	covalente	nessuno
ionico/covalente polare; anioni con metalli attivi	ionico	ionico	nessuno
fortemente acido (NO <sub>2</sub> )	-	acido	nessuno
ogni stato di ossidazione da +5 a -3	O <sub>2</sub> (e O <sub>3</sub> ) ossidanti molto forti	ossidanti più forti (-1)	nessuno



# L'idrogeno

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VA	VIA	VIIA	
1 <b>H</b> Idrogeno 1.00794	2 <b>He</b> Elio 4.002602																	
3 <b>Li</b> Litio 6.941	4 <b>Be</b> Berillio 9.012182											5 <b>B</b> Boro 10.811	6 <b>C</b> Carbonio 12.011	7 <b>N</b> Azoto 14.00644	8 <b>O</b> Ossigeno 15.999	9 <b>F</b> Fluoro 18.9984032	10 <b>Ne</b> Neon 20.1797	
11 <b>Na</b> Sodio 22.98976928	12 <b>Mg</b> Magnesio 24.3050											13 <b>Al</b> Alluminio 26.9815386	14 <b>Si</b> Silicio 28.0855	15 <b>P</b> Fosforo 30.973762	16 <b>S</b> Zolfo 32.06	17 <b>Cl</b> Cloro 35.45	18 <b>Ar</b> Argento 39.948	
19 <b>K</b> Potassio 39.0983	20 <b>Ca</b> Calcio 40.078	21 <b>Sc</b> Scandio 44.955912	22 <b>Ti</b> Titanio 47.88	23 <b>V</b> Vanadio 50.9415	24 <b>Cr</b> Cromo 51.9961	25 <b>Mn</b> Manganese 54.938044	26 <b>Fe</b> Ferro 55.845	27 <b>Co</b> Cobalto 58.933200	28 <b>Ni</b> Nichel 58.6934	29 <b>Cu</b> Rame 63.546	30 <b>Zn</b> Zinco 65.409	31 <b>Ga</b> Gallio 69.723	32 <b>Ge</b> Germanio 72.64	33 <b>As</b> Arsenico 74.9216	34 <b>Se</b> Selenio 78.96	35 <b>Br</b> Bromo 79.904	36 <b>Kr</b> Kripton 83.796	
37 <b>Rb</b> Rubidio 85.4678	38 <b>Sr</b> Stronzio 87.62	39 <b>Y</b> Ittrio 88.90584	40 <b>Zr</b> Zirconio 91.224	41 <b>Nb</b> Niobio 92.90638	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95.94	43 <b>Tc</b> Technetio 98	44 <b>Ru</b> Rutenio 101.07	45 <b>Rh</b> Rodio 102.90550	46 <b>Pd</b> Palladio 106.3675	47 <b>Ag</b> Argento 107.8682	48 <b>Cd</b> Cadmio 112.411	49 <b>In</b> Indio 114.818	50 <b>Sn</b> Stagno 118.710	51 <b>Sb</b> Antimonio 121.760	52 <b>Te</b> Tellurio 127.46	53 <b>I</b> Iodio 126.90544	54 <b>Xe</b> Xenone 131.29	
55 <b>Cs</b> Cesio 132.905451	56 <b>Ba</b> Bario 137.327	57 to 71	72 <b>Hf</b> Hafnio 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalo 180.94788	74 <b>W</b> Tungsteno 183.84	75 <b>Re</b> Renio 186.207	76 <b>Os</b> Osmio 190.23	77 <b>Ir</b> Iridio 192.222	78 <b>Pt</b> Platino 195.078	79 <b>Au</b> Oro 196.966569	80 <b>Hg</b> Mercurio 200.59	81 <b>Tl</b> Tallio 204.3833	82 <b>Pb</b> Piombo 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuto 208.9804	84 <b>Po</b> Polonio 209	85 <b>At</b> Astatina 210	86 <b>Rn</b> Radon 222	
87 <b>Fr</b> Francio 223	88 <b>Ra</b> Radio 226	89 to 103	104 <b>Rf</b> Rutherfordio 261	105 <b>Db</b> Dubnio 262	106 <b>Sg</b> Seaborgio 263	107 <b>Bh</b> Bohrio 264	108 <b>Hs</b> Hassium 265	109 <b>Mt</b> Meitnerio 266	110 <b>Ds</b> Darmstadtio 271	111 <b>Rg</b> Roentgenio 272	112 <b>Uub</b> Ununbium 285	113 <b>Uut</b> Ununtrio 286	114 <b>Uuq</b> Ununquadio 289	115 <b>Uup</b> Ununpentio 289	116 <b>Uuq</b> Ununsestio 290	117 <b>Uus</b> Ununseptio 290	118 <b>Uuo</b> Ununoctio 294	
89 <b>La</b> Lantanio 138.90547	90 <b>Ce</b> Cerio 140.116	91 <b>Pr</b> Praseodimio 140.90765	92 <b>Nd</b> Neodimio 144.24	93 <b>Pm</b> Prometio 144.9128	94 <b>Sm</b> Samarco 150.36	95 <b>Eu</b> Europio 151.964	96 <b>Gd</b> Gadolinio 157.25	97 <b>Tb</b> Terbio 158.92534	98 <b>Dy</b> Dysprosio 162.500	99 <b>Ho</b> Holmio 164.93032	100 <b>Er</b> Erbio 167.259	101 <b>Tm</b> Terbicio 168.93421	102 <b>Yb</b> Ytterbio 173.04	103 <b>Lu</b> Lutetio 174.967				
90 <b>Ac</b> Attinio 227	91 <b>Th</b> Torio 232.0381	92 <b>Pa</b> Protattinio 231.03688	93 <b>U</b> Uranio 238.02891	94 <b>Np</b> Neptunio 237	95 <b>Pu</b> Plutonio 244	96 <b>Am</b> Americio 243	97 <b>Cm</b> Curcio 247	98 <b>Bk</b> Berkelio 247	99 <b>Cf</b> Californio 251	100 <b>Es</b> Einsteinio 252	101 <b>Fm</b> Fermio 257	102 <b>Md</b> Mendelevio 258	103 <b>No</b> Nobelio 259	104 <b>Lr</b> Lawrencio 262				

# *L'idrogeno*

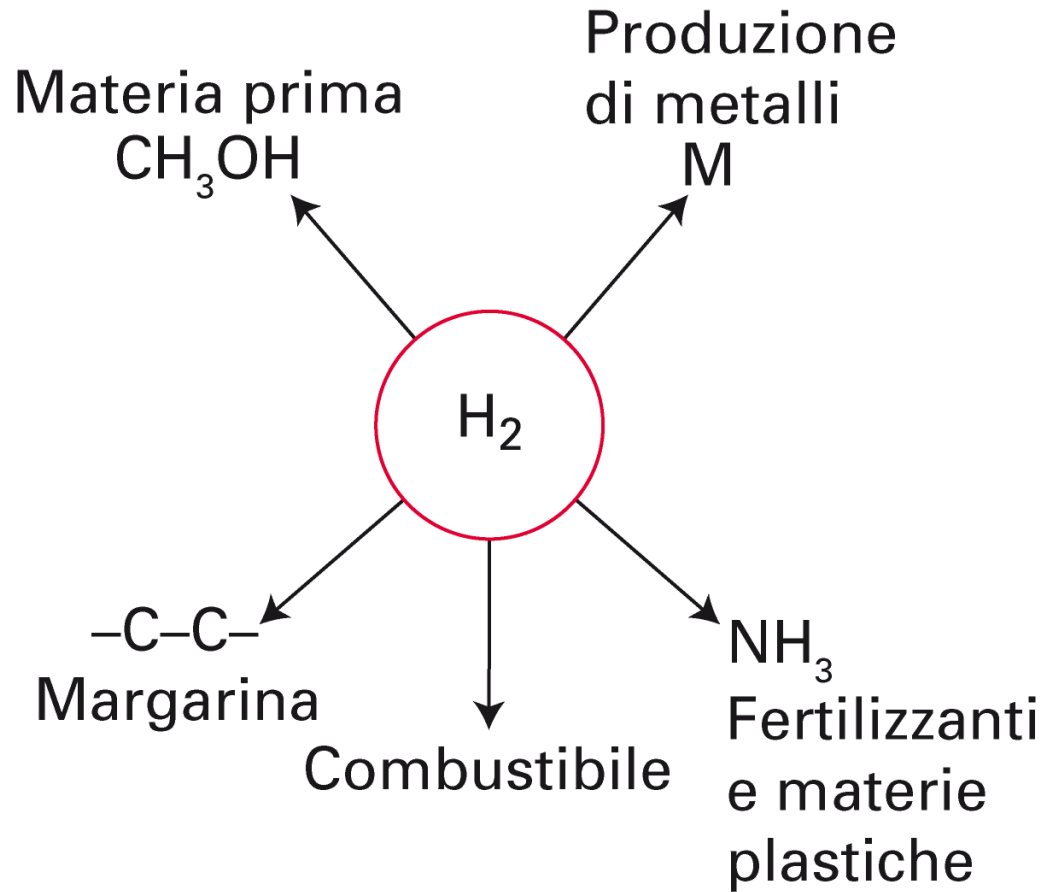
- L'idrogeno ha una struttura molto semplice:
  - Il nucleo ha una sola carica positiva e ha 1 elettrone
- L'idrogeno è l'elemento più abbondante nell'universo.
- L'idrogeno esiste come gas biatomico,  $H_2$ .
  - $H_2$  è incolore e inodore, ha temperature di ebollizione e di fusione molto basse.
- Il composto più abbondante dell'idrogeno è  $H_2O$ .

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

- Ha configurazione elettronica esterna  $ns^1$ ;
- Ha un solo elettrone di valenza;
- Il suo numero di ossidazione più comune è +1.

- La sua energia di ionizzazione è molto maggiore di quella dei metalli alcalini a causa delle sue piccole dimensioni.
- **Condivide** elettroni con i non metalli invece di cederli;

- H ha un livello di valenza semipieno.
- H è simile agli altri elementi del Gruppo 4A in termini di:
  - energia di ionizzazione;
  - affinità elettronica;
  - elettronegatività;
  - energie di legame.

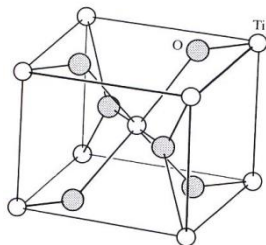
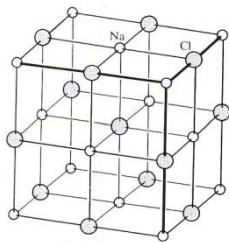
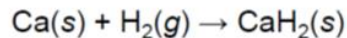
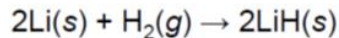




## Gli idruri salini o ionici

Si formano **idruri ionici (o salini)** quando l'idrogeno reagisce con metalli reattivi.

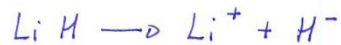
Questi idruri sono solidi bianchi cristallini.



### Idruri salini

- Solidi ionici con strutture cristalline formati dallo ione di un metallo elettropositivo (alcalini, alcalino-terrosi) e dallo ione  $\text{H}^-$

- Le prove sperimentali dell'ionicità sono date da:
  - conducibilità elettrica di  $\text{LiH}$  fuso



- ossidazione all'anodo di  $\text{H}^-$  a dare  $\text{H}_2$  in una miscela di idrurosalino e alogenuro alcalino fusi

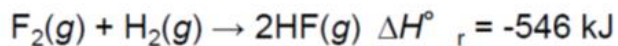


- Gli idruri salini reagiscono vigorosamente con  $\text{H}_2\text{O}$ :



## Gli idruri covalenti

Si formano **idruri covalenti (molecolari)** quando l'idrogeno reagisce con non metalli. Nella maggior parte degli idruri covalenti, l'idrogeno ha numero di ossidazione +1.



### Idruri covalenti

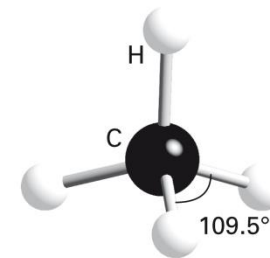
- Composti binari molecolari formati con gli elementi p

### Idruri carenti di elettroni

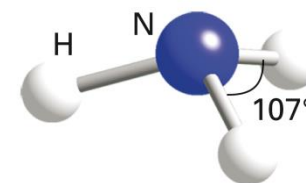
composti con meno elettroni di quanto richiesto dalla struttura di Lewis

Gruppo	Formula e nome
13/3	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> , diborano
14/IV	CH <sub>4</sub> , metano SiH <sub>4</sub> , silano GeH <sub>4</sub> , germano SnH <sub>4</sub> , stannano
15/V	NH <sub>3</sub> , ammoniaca PH <sub>3</sub> , fosfina AsH <sub>3</sub> , arsina SbH <sub>3</sub> , stibina
16/VI	H <sub>2</sub> O, acqua H <sub>2</sub> S, solfuro di idr. H <sub>2</sub> Se, seleniuro di idrogeno H <sub>2</sub> Te, tellururo di idr.
17/VII	HF, fluoruro di idr. HCl, cloruro di idr. HBr, bromuro di idrogeno HI, ioduro di idr.

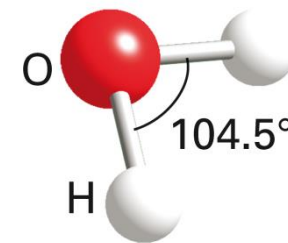
12 e<sup>-</sup> di valenza  
invece di 14e<sup>-</sup>



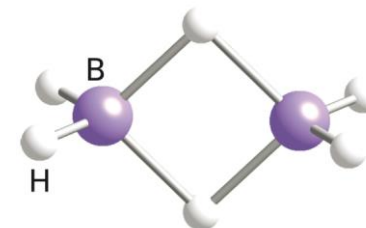
1 Metano, CH<sub>4</sub>



2 Ammoniaca, NH<sub>3</sub>



3 Acqua, H<sub>2</sub>O



4 Diborano, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>

# Gli idruri metallici

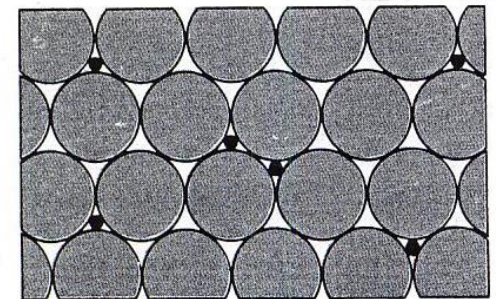
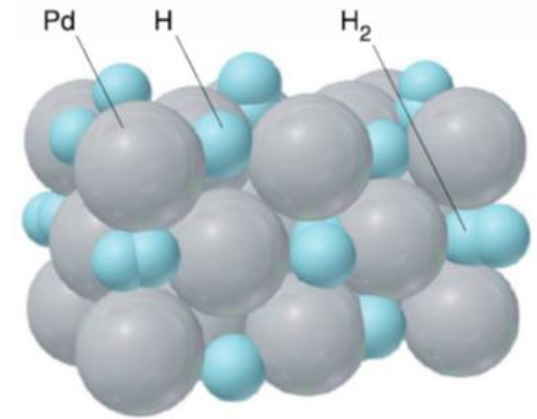
Molti metalli di transizione formano **idruri metallici interstiziali**, in cui molecole di  $H_2$  e atomi di H occupano gli interstizi nella struttura cristallina del metallo.

- Idruri dei metalli d ed f
- Non si conoscono idruri dei gruppi da 7 a 9 (LACUNA DEGLI IDRURI)
- Proprietà:
  - conduttori di tipo metallico
  - composizione variabile (un numero variabile di atomi di idrogeno può occupare interstizi o lacune del reticolo metallico)
  - a temperature leggermente elevate gli atomi di H si fondono velocemente per tutto il solido



gli atomi di H occupano gli interstizi tra gli atomi metallici impaccati nel reticolo

	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
MH										
MH <sub>2</sub>										
MH <sub>3</sub>										
	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
MH										
MH <sub>2</sub>										
MH <sub>3</sub>										
	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
MH										
MH <sub>2</sub>										
MH <sub>3</sub>										



# Gli elementi del secondo periodo

The image shows a periodic table of elements. The second period is highlighted with a red oval. The elements in this period are Lithium (Li), Beryllium (Be), Boron (B), Carbon (C), Nitrogen (N), Oxygen (O), Fluorine (F), and Neon (Ne). Each element cell contains its symbol, name, and atomic weight.

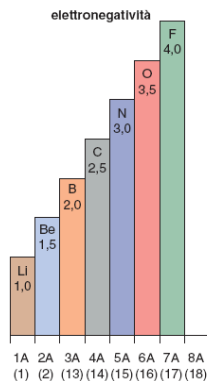
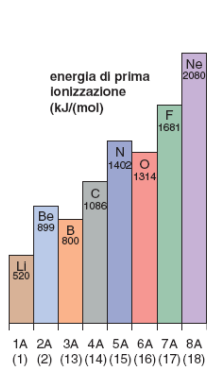
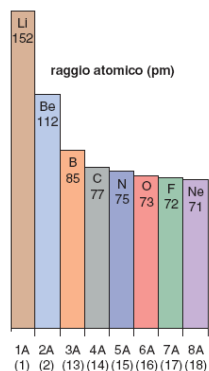
1	2	13	14	15	16	17	18																											
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A																											
1 H Idrogeno 1.00794	4 Be Berillio 9.012182	5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.011	7 N Azoto 14.00644	8 O Ossigeno 15.999	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797																											
11 Na Sodio 22.98976928	12 Mg Magnesio 24.305	13 Al Alluminio 26.9815386	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973762	16 S Zolfo 32.06	17 Cl Cloro 35.45	18 Ar Argon 39.948																											
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955912	22 Ti Titanio 47.88	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938044	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933195	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.409	31 Ga Gallio 69.723	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.9216	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptone 83.798																	
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90584	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technetio 98	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.3675	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.46	53 I Iodio 126.90545	54 Xe Xenone 131.29	55 Ba Bario 137.327	56 La Lantanio 138.90547	57 to 71 Pr Praseodimio 140.90765	58 Ce Cerio 140.90765	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio 144.9127	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Eurio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Dysprosio 162.50	67 Ho Holmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Termostio 168.93421	70 Yb Ytterbio 173.04	71 Lu Lutetio 174.967
87 Fr Francio 223	88 Ra Raffaello 226	89 to 103 Rf Rutherfordio 261	104 Db Dubnio 262	105 Sg Seaborgio 266	106 Bh Bohrio 264	107 Hs Hassium 277	108 Mt Meitnerio 268	109 Ds Darmstadtio 285	110 Nh Nihonio 289	111 Rg Roentgenio 289	112 Uub Ununbium 289	113 Uut Ununtrio 288	114 Uuq Ununquadio 288	115 Uup Ununpentio 288	116 Uuq Ununsextio 286	117 Uus Ununseptio 286	118 Uuo Ununoctio 286	119 Uue Ununennio 286	120 Uuo Ununoctio 286															

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

**Tabella 14.1** Tendenze nelle proprietà atomiche, fisiche e chimiche degli elementi del Periodo 2

Gruppo: elemento/ numero atomico:	1A(1) litio (Li) Z = 3	2A(2) berillio (Be) Z = 4	3A(13) boro (B) Z = 5	4A(14) carbonio (C) Z = 6
<b>Proprietà</b> Configurazione elettronica condensata; diagramma parziale degli orbitali	[He] 2s <sup>1</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup> 
<b>Proprietà fisiche</b> Aspetto				
<b>Carattere metallico</b>	metallo	metallo	metalloide	non metallo
<b>Durezza</b>	tenero	duro	molto duro	grafite: tenera diamante: estremamente duro
<b>Temperatura di fusione (T<sub>f</sub>)/ temperatura di ebollizione (T<sub>e</sub>)</b>	T <sub>f</sub> bassa per un metallo	T <sub>f</sub> alta	T <sub>f</sub> estremamente alta	diamante: estremamente duro T <sub>f</sub> estremamente alta
<b>Proprietà chimiche</b> Reattività generale	reattivo	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente; grafite più reattiva
<b>Legame tra gli atomi dell'elemento</b>	metallico	metallico	covalente reticolare	covalente reticolare
<b>Legame con non metalli</b>	ionico	covalente polare	covalente polare	covalente (legami π comuni)
<b>Legame con metalli</b>	metallico	metallico	covalente polare	covalente polare
<b>Comportamento acido/base dell'ossido comune</b>	fortemente basico	anfotero	molto debolmente acido	molto debolmente acido
<b>Comportamento redox (numero di ossidazione)</b>	riducente forte (+1)	riducente moderatamente forte (+2)	idruri complessi buoni riducenti (+3, -3)	ogni stato di ossidazione da +4 a -4

5A(15) azoto (N) Z = 7	6A(16) ossigeno (O) Z = 8	7A(17) fluoro (F) Z = 9	8A(18) neon (Ne) Z = 10
[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup> 	[He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 
		nessun campione disponibile	
non metallo	non metallo	non metallo	non metallo
T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> molto basse	T <sub>f</sub> e T <sub>e</sub> estremamente basse
inattivo a temperatura ambiente	molto reattivo	estremamente reattivo	chimicamente inerte
molecole N <sub>2</sub> covalenti	molecole O <sub>2</sub> (o O <sub>3</sub> ) covalenti	molecole F <sub>2</sub> covalenti	nessuno; atomi separati
covalente (legami π comuni)	covalente (legami π comuni)	covalente	nessuno
ionico/covalente polare; anioni con metalli attivi	ionico	ionico	nessuno
fortemente acido (NO <sub>2</sub> )	-	acido	nessuno
ogni stato di ossidazione da +5 a -3	O <sub>2</sub> (e O <sub>3</sub> ) ossidanti molto forti	ossidanti più forti (-1)	nessuno



- In generale, il raggio atomico diminuisce lungo il periodo.
- L'energia di ionizzazione e l'elettronegatività aumentano lungo il periodo.
- Il carattere metallico diminuisce lungo il periodo.
  - il tipo di legame cambia da metallico a covalente.
- L'acidità degli ossidi degli elementi aumenta lungo il periodo.
- Lungo il periodo, il potere riducente diminuisce per gli elementi metallici e il potere ossidante aumenta per i non metalli.



Alcuni elementi del Periodo 2 hanno comportamenti anomali perché hanno raggi atomici relativamente piccoli e un piccolo numero di elettroni di valenza.

Il **litio** è l'unico elemento del Periodo 2 che forma un semplice ossido e nitruro.

Tutti i composti del **berillio** sono **covalenti** a causa dell'elevata densità di carica dello ione  $\text{Be}^{2+}$ .

Il **boro** forma una complessa famiglia di composti con i metalli e composti covalenti con l'idrogeno detti **borani**.

Il **carbonio** può formare lunghe catene alla base della chimica organica.



L'**azoto** è una molecola gassosa biatomica in cui è presente un triplo legame. È non reattivo contrariamente agli altri elementi del Gruppo 5A.

L'**ossigeno** è l'unico gas e l'elemento più reattivo del Gruppo 6A .

Il **fluoro** è molto più elettronegativo degli altri alogeni. Reagisce violentemente con l'acqua e HF è un acido **debole** contrariamente agli altri acidi alogenidrici.



# Tavola Periodica degli Elementi

1 IA <b>H</b> Idrogeno 1.00784	2 IIA <b>He</b> Elio 4.002602											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	
3 <b>Li</b> Litio 6.941	4 <b>Be</b> Berillio 9.012182											5 <b>B</b> Boro 10.811	6 <b>C</b> Carbonio 12.0107	7 <b>N</b> Azoto 14.00674	8 <b>O</b> Ossigeno 15.9994	9 <b>F</b> Fluoro 18.9984032	10 <b>Ne</b> Neon 20.1797	
11 <b>Na</b> Sodio 22.989770	12 <b>Mg</b> Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 <b>Al</b> Alluminio 26.981538	14 <b>Si</b> Silicio 28.0855	15 <b>P</b> Fosforo 30.973761	16 <b>S</b> Zolfo 32.066	17 <b>Cl</b> Cloro 35.453	18 <b>Ar</b> Argon 39.948	
19 <b>K</b> Potassio 39.0983	20 <b>Ca</b> Calcio 40.078	21 <b>Sc</b> Scandio 44.955910	22 <b>Ti</b> Titanio 47.867	23 <b>V</b> Vanadio 50.9415	24 <b>Cr</b> Cromo 51.9961	25 <b>Mn</b> Manganese 54.938049	26 <b>Fe</b> Ferro 55.8457	27 <b>Co</b> Cobalto 58.933200	28 <b>Ni</b> Nichel 58.6934	29 <b>Cu</b> Rame 63.546	30 <b>Zn</b> Zinco 65.409	31 <b>Ga</b> Gallio 69.723	32 <b>Ge</b> Germanio 72.64	33 <b>As</b> Arsenico 74.92160	34 <b>Se</b> Selenio 78.96	35 <b>Br</b> Bromo 79.904	36 <b>Kr</b> Kripton 83.798	
37 <b>Rb</b> Rubidio 85.4678	38 <b>Sr</b> Stronzio 87.62	39 <b>Y</b> Ittrio 88.90585	40 <b>Zr</b> Zirconio 91.224	41 <b>Nb</b> Niobio 92.90638	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95.94	43 <b>Tc</b> Tecnecio (98)	44 <b>Ru</b> Rutenio 101.07	45 <b>Rh</b> Rodio 102.90550	46 <b>Pd</b> Palladio 106.42	47 <b>Ag</b> Argento 107.8682	48 <b>Cd</b> Cadmio 112.411	49 <b>In</b> Indio 114.818	50 <b>Sn</b> Stagno 118.710	51 <b>Sb</b> Antimonio 121.760	52 <b>Te</b> Tellurio 127.60	53 <b>I</b> Iodio 126.90447	54 <b>Xe</b> Xeno 131.293	
55 <b>Cs</b> Cesio 132.90545	56 <b>Ba</b> Bario 137.327	57 to 71		72 <b>Hf</b> Hafnio 178.49	73 <b>Ta</b> Tantalio 180.9479	74 <b>W</b> Tungsteno 183.84	75 <b>Re</b> Renio 186.207	76 <b>Os</b> Osmio 190.23	77 <b>Ir</b> Iridio 192.217	78 <b>Pt</b> Platino 195.078	79 <b>Au</b> Oro 196.96655	80 <b>Hg</b> Mercurio 200.59	81 <b>Tl</b> Tallio 204.3833	82 <b>Pb</b> Piombo 207.2	83 <b>Bi</b> Bismuto 208.98038	84 <b>Po</b> Polonio (209)	85 <b>At</b> Astatio (210)	86 <b>Rn</b> Radon (222)
87 <b>Fr</b> Francio (223)	88 <b>Ra</b> Radio (226)	89 to 103		104 <b>Rf</b> Rutherfordio (261)	105 <b>Db</b> Dubnio (262)	106 <b>Sg</b> Seaborgio (266)	107 <b>Bh</b> Bohrio (264)	108 <b>Hs</b> Hassio (269)	109 <b>Mt</b> Meitnerio (268)	110 <b>Ds</b> Darmstadtio (271)	111 <b>Rg</b> Roentgenio (272)	112 <b>Uub</b> Ununbio (285)	113 <b>Uut</b> Ununtrio (284)	114 <b>Uuq</b> Ununquadio (289)	115 <b>Uup</b> Ununpentio (288)	116 <b>Uuh</b> Ununhexio (292)	117 <b>Uus</b> Ununseptium	118 <b>Uuo</b> Ununoctium

- Metalli alcalini
- Metalli alcalino terrosi
- Metalli del blocco d
- Lantanidi
- Attinidi
- Metalli del blocco p
- Nonmetalli
- Gas nobili
- Solidi
- Liquidi
- Gas
- Artificiali

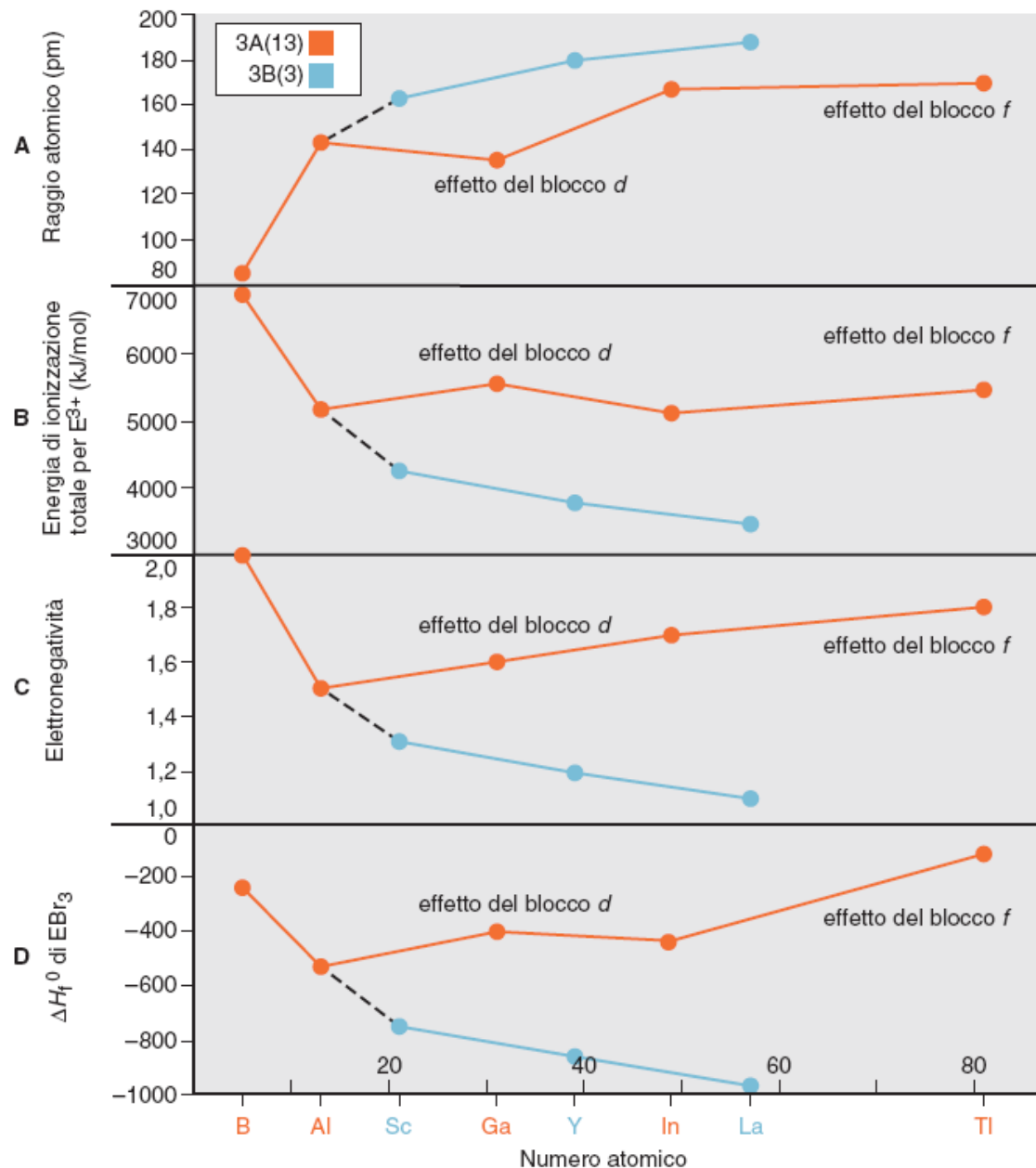
Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

57 <b>La</b> Lantanio 138.9055	58 <b>Ce</b> Cerio 140.116	59 <b>Pr</b> Praseodimio 140.90765	60 <b>Nd</b> Neodimio 144.24	61 <b>Pm</b> Promezio (145)	62 <b>Sm</b> Samario 150.36	63 <b>Eu</b> Europio 151.964	64 <b>Gd</b> Gadolinio 157.25	65 <b>Tb</b> Terbio 158.92534	66 <b>Dy</b> Disperbio 162.500	67 <b>Ho</b> Olmio 164.93032	68 <b>Er</b> Erbio 167.259	69 <b>Tm</b> Terbio 168.93421	70 <b>Yb</b> Itterbio 173.04	71 <b>Lu</b> Lutetio 174.967
89 <b>Ac</b> Attinio (227)	90 <b>Th</b> Torio 232.0381	91 <b>Pa</b> Protoattinio 231.03688	92 <b>U</b> Uranio 238.02891	93 <b>Np</b> Nettunio (237)	94 <b>Pu</b> Plutonio (244)	95 <b>Am</b> Americio (243)	96 <b>Cm</b> Curio (247)	97 <b>Bk</b> Berkelio (247)	98 <b>Cf</b> Californio (251)	99 <b>Es</b> Einsteinio (252)	100 <b>Fm</b> Fermio (257)	101 <b>Md</b> Mendelevio (288)	102 <b>No</b> Nobelio (289)	103 <b>Lr</b> Laurenzio (262)

**Figura 14.7** L'effetto degli elementi di transizione sulle proprietà: Gruppo 3B(3) rispetto a Gruppo 3A(13). I protoni aggiuntivi nei nuclei degli elementi di transizione esercitano un'attrazione eccezionalmente forte perché gli elettroni *d* e *f* schermano scarsamente la carica nucleare. Questa maggiore carica nucleare effettiva influenza gli elementi del blocco *p* nei Periodi 4÷6, come si può vedere confrontando le proprietà del Gruppo 3B(3), il primo gruppo dopo il blocco *s*, con quelle del Gruppo 3A(13), il primo gruppo dopo il blocco *d*. **A.** Raggio atomico. Nel Gruppo 3B, il raggio aumenta in modo regolare, mentre nel Gruppo 3A i raggi di Ga e Tl sono più piccoli del previsto. **B.** Energia di ionizzazione totale di  $E^{3+}$ . Le deviazioni del raggio atomico determinano deviazioni dell'energia di ionizzazione ( $E_i$ ) totale ( $E_{i1} + E_{i2} + E_{i3}$ ). Si noti la diminuzione regolare per il Gruppo 3B e i valori inaspettatamente più alti per Ga e Tl nel Gruppo 3A. **C.** Elettonegatività. Le deviazioni del raggio atomico, inoltre, rendono Ga e Tl più elettonegativi del previsto. **D.** Calore di formazione di  $EBr_3$ . I più alti valori dell'energia di ionizzazione per Ga e Tl significano che viene liberato meno calore in seguito alla formazione del composto ionico e quindi i valori assoluti di  $\Delta H_f^0$  per  $GaBr_3$  e  $TlBr_3$  sono più piccoli del previsto.



# Gruppo 1 – Metalli alcalini

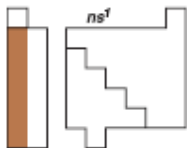
The image shows a periodic table of elements. The first column, Group 1, is circled in red. This group contains the alkali metals: Lithium (Li), Sodium (Na), Potassium (K), Rubidium (Rb), Cesium (Cs), and Francium (Fr). Each element cell in the table includes its symbol, atomic number, name, and atomic weight.

1	2	3-10	11	12	13	14	15	16	17	18							
1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11B	12B	13A	14A	15A	16A	17A	18A
1 H 1.00794	2 He 4.002602											3 B 10.811	4 C 12.011	5 N 14.007	6 O 15.999	7 F 18.998	8 Ne 20.180
3 Li 6.941	4 Be 9.012											9 Al 26.982	10 Si 28.086	11 P 30.974	12 S 32.06	13 Cl 35.45	14 Ar 39.948
5 Na 22.990	6 Mg 24.305											15 Ga 69.723	16 Ge 72.63	17 As 74.922	18 Se 78.96	19 Br 79.904	20 Kr 83.796
7 K 39.098	8 Ca 40.078	9 Sc 44.956	10 Ti 47.88	11 V 50.942	12 Cr 51.996	13 Mn 54.938	14 Fe 55.845	15 Co 58.933	16 Ni 58.693	17 Cu 63.546	18 Zn 65.38	19 Ga 69.723	20 Ge 72.63	21 As 74.922	22 Se 78.96	23 Br 79.904	24 Kr 83.796
9 Rb 85.468	10 Sr 87.62	11 Y 88.906	12 Zr 91.224	13 Nb 92.906	14 Mo 95.94	15 Tc 98.906	16 Ru 101.07	17 Rh 102.905	18 Pd 106.36	19 Ag 107.868	20 Cd 112.411	21 In 114.818	22 Sn 118.710	23 Sb 121.760	24 Te 127.6	25 I 126.905	26 Xe 131.29
11 Cs 132.905	12 Ba 137.327	13 La 138.905	14 Ce 140.116	15 Pr 140.908	16 Nd 144.24	17 Pm 144.913	18 Sm 150.36	19 Eu 151.964	20 Gd 157.25	21 Tb 158.925	22 Dy 162.50	23 Ho 164.930	24 Er 167.259	25 Tm 168.934	26 Yb 173.04	27 Lu 174.967	
13 Fr 223	14 Ra 226	15 Ac 227	16 Th 232	17 Pa 231	18 U 238	19 Np 237	20 Pu 244	21 Am 243	22 Cm 247	23 Bk 247	24 Cf 251	25 Es 252	26 Fm 257	27 Md 258	28 No 259	29 Lr 262	

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

**LEGENDA**

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e  
 configurazione  
 elettronica  
 Stati di  
 ossidazione  
 comuni

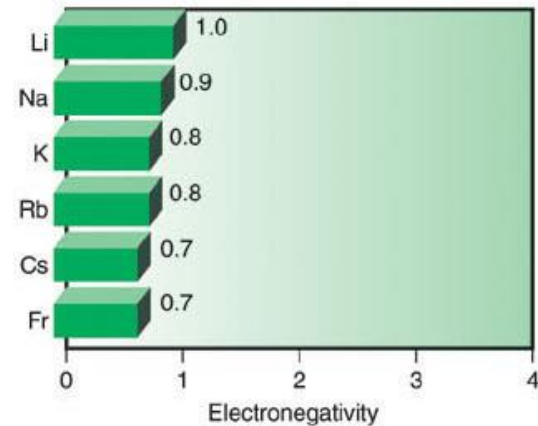
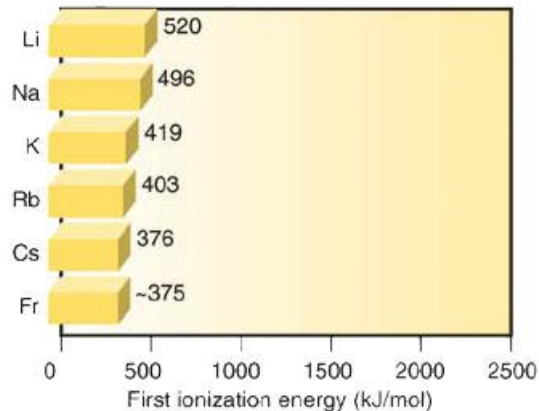


**GRUPPO 1A(1)**

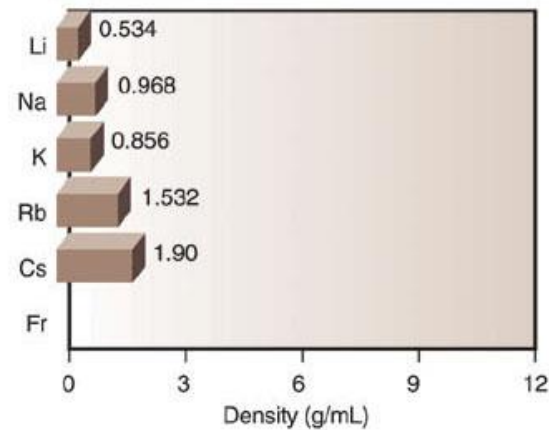
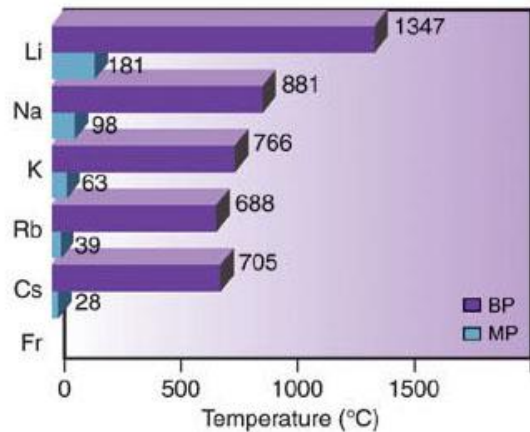
**RITRATTO DI FAMIGLIA Gruppo 1A(1): i metalli alcalini**

3 <b>Li</b> 6.941 2s <sup>1</sup> +1	
11 <b>Na</b> 22.99 3s <sup>1</sup> +1	
19 <b>K</b> 39.10 4s <sup>1</sup> +1	
37 <b>Rb</b> 85.47 5s <sup>1</sup> +1	
55 <b>Cs</b> 132.9 6s <sup>1</sup> +1	
87 <b>Fr</b> (223) 7s <sup>1</sup> +1	No sample available

Atomic radius (pm)		Ionic radius (pm)
Li 152		Li <sup>+</sup> 76
Na 186		Na <sup>+</sup> 102
K 227		K <sup>+</sup> 138
Rb 248		Rb <sup>+</sup> 152
Cs 265		Cs <sup>+</sup> 167
Fr (~270)		Fr <sup>+</sup> 180



*Proprietà atomiche*



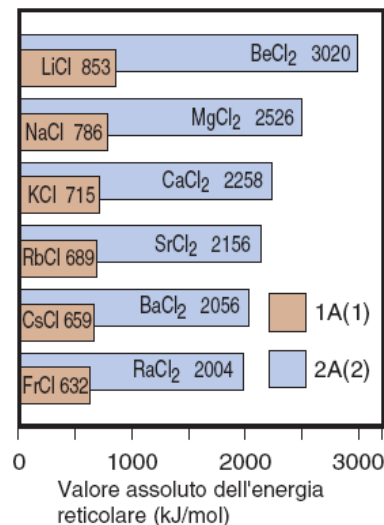
*Proprietà fisiche*

- I metalli alcalini sono gli elementi più grandi dei loro rispettivi periodi e la loro configurazione elettronica esterna è  $ns^1$ .
  - L'elettrone di valenza è relativamente lontano dal nucleo il che comporta un debole legame metallico.
- A differenza della maggior parte dei metalli, i metalli alcalini sono soffici e possono essere facilmente tagliati con un coltello
- I metalli alcalini hanno temperature di ebollizione e di fusione più basse di qualsiasi altro gruppo di metalli.
- I metalli alcalini hanno densità minori della maggior parte dei metalli.

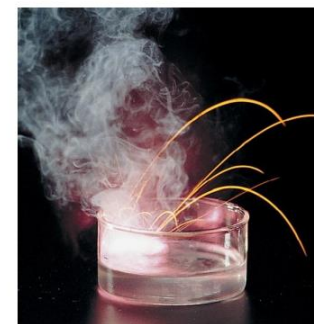


Il litio galleggia sull'olio, che a sua volta galleggia sull'acqua.

I metalli alcalini hanno basse densità.

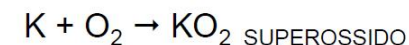


- I metalli alcalini sono ***forti agenti riducenti***.
  - In natura esistono sempre come cationi +1 cations e non come metalli.
- I metalli alcalini riducono gli alogeni per formare composti ionici:
  - $2E(s) + X_2 \rightarrow 2EX(s)$  (X = F, Cl, Br, I e E è il metallo alcalino).
- I metalli alcalini reagiscono vigorosamente con H<sub>2</sub>O:
  - $2E(s) + H_2O(l) \rightarrow 2E^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(g)$
- I metalli alcalini riducono H<sub>2</sub> per formare idruri ionici:
  - $2E(s) + H_2(g) \rightarrow 2EH(s)$



Reazione tra il potassio e l'acqua.

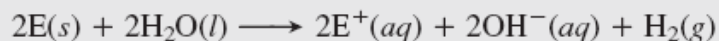
I metalli alcalini sono molto reattivi.



## Reazioni rappresentative

Il potere riducente dei metalli alcalini (E) è indicato nelle reazioni 1÷4. Alcune applicazioni industriali dei composti degli elementi del Gruppo 1A(1) sono indicate nelle reazioni 5÷7.

1. I metalli alcalini riducono H in H<sub>2</sub>O dallo stato di ossidazione +1 allo stato 0:

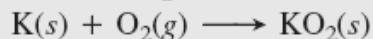
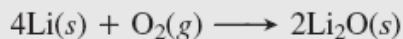


La reazione diventa sempre più vigorosa dall'alto al basso lungo il gruppo (vedi fotografia).



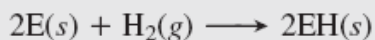
Reazione del potassio con l'acqua

2. I metalli alcalini riducono l'ossigeno, ma il prodotto dipende dal metallo. Li forma l'ossido, Li<sub>2</sub>O; Na forma il perossido, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>; K, Rb e Cs formano il superossido, EO<sub>2</sub>:



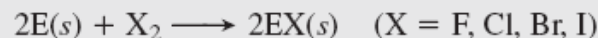
Nei sistemi di respirazione di emergenza, KO<sub>2</sub> reagisce con H<sub>2</sub>O e CO<sub>2</sub> presenti nell'aria espirata per rilasciare O<sub>2</sub>.

3. I metalli alcalini riducono l'idrogeno per formare idruri ionici (salini):



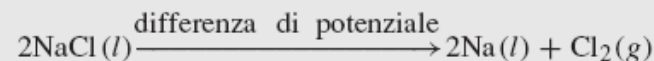
NaH è una base industriale e un agente riducente usato per preparare altri agenti riducenti come NaBH<sub>4</sub>.

4. I metalli alcalini riducono gli alogeni per formare alogenuri ionici:

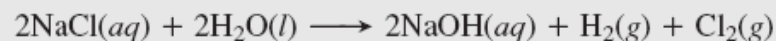


5. Il cloruro di sodio è il più importante alogenuro di metallo alcalino.

(a) Nel processo Downs per la produzione di sodio metallico, si inverte la reazione 4 applicando una differenza di potenziale a NaCl fuso:



(b) Nel processo elettrolitico a diaframma per la produzione industriale di cloro, NaCl(aq) viene sottoposto a elettrolisi per formare diverse sostanze chimiche industriali importanti:



(c) In una reazione con l'acido solforico, NaCl forma due prodotti principali:

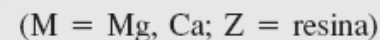
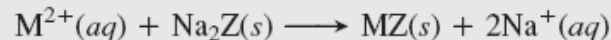


Il solfato di sodio è importante nell'industria della carta; HCl è essenziale nella produzione dell'acciaio, delle materie plastiche, dei tessuti e dei cibi.

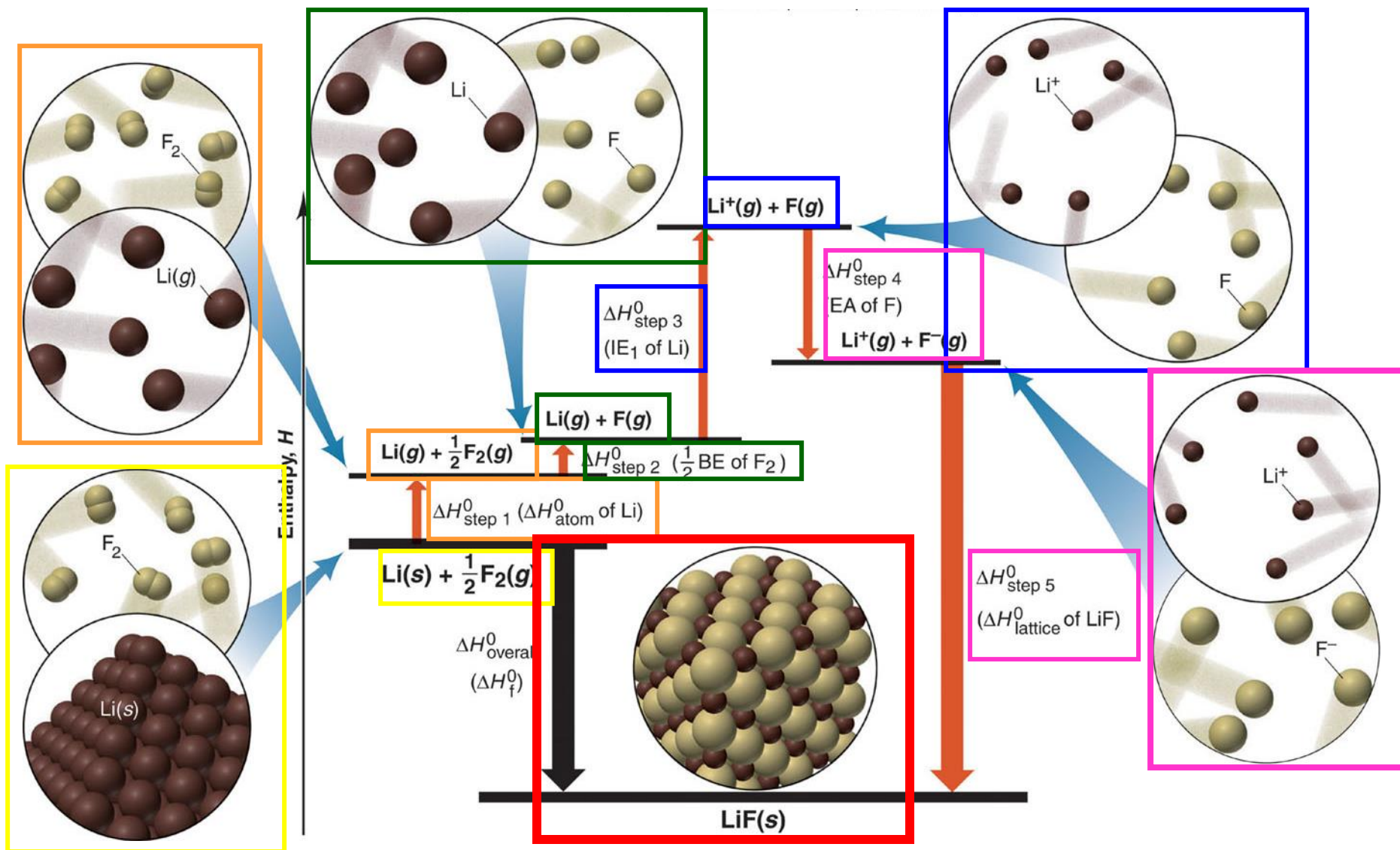
6. L'idrossido di sodio è usato nella preparazione di soluzioni sbiancanti:



7. In un processo a scambio ionico (*Connessioni chimiche, Paragrafo 13.6*), l'acqua dura viene "addolcita" mediante la rimozione dei cationi in essa disciolti, che vengono scambiati con gli ioni Na<sup>+</sup> di una resina a scambio ionico:



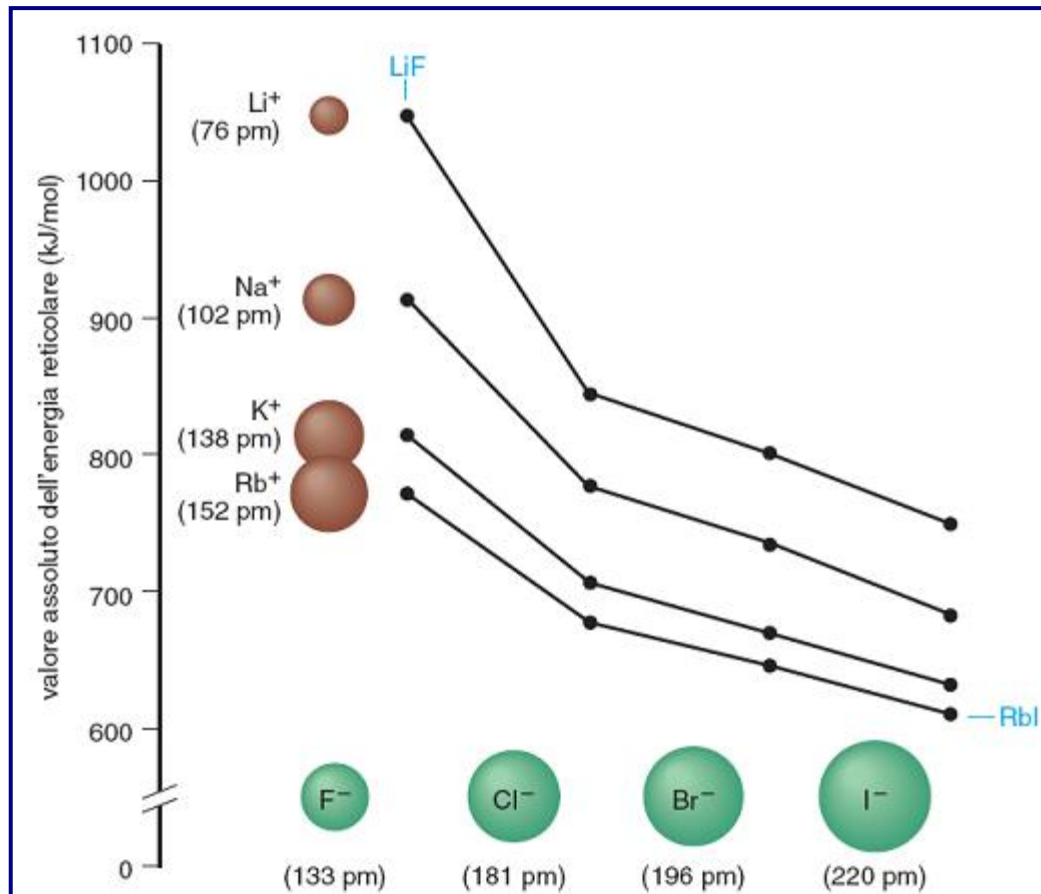
# Il ciclo di Born-Haber per il fluoruro di litio

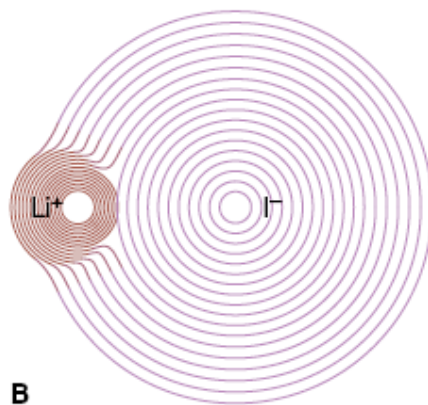
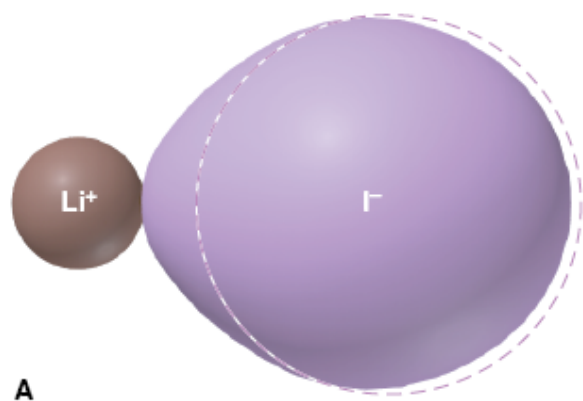




# Raggi ionici ed energia reticolare

## Alogenuri alcalini





**L'effetto della densità di carica di  $\text{Li}^+$  su una nuvola elettronica vicina.** La capacità dello ione  $\text{Li}^+$  di deformare le nuvole elettroniche vicine dà origine a molte proprietà anomale. In questo caso,  $\text{Li}^+$  polarizza uno ione  $\text{I}^-$ , il che conferisce un certo carattere covalente all'ioduro di litio,  $\text{LiI}$ , come è illustrato dai modelli **(A)** e dalle linee di uguale densità elettronica **(B)**.

## Composti importanti

1. Cloruro di litio ( $\text{LiCl}$ ) e bromuro di litio ( $\text{LiBr}$ ). Essendo lo ione  $\text{Li}^+$  molto piccolo, i sali di Li hanno un'elevata affinità per  $\text{H}_2\text{O}$  e tuttavia hanno un calore di soluzione positivo. Perciò, sono usati nei sistemi di deumidificazione e di raffreddamento dell'aria.

2. Carbonato di litio ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$ ). È usato nella preparazione di smalti per porcellane e vetri rinforzati e come farmaco nel trattamento dei disturbi maniaco-depressivi.

3. Cloruro di sodio ( $\text{NaCl}$ ). Ne sono usati milioni di tonnellate nella produzione industriale di Na,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  e  $\text{HCl}$ . Inoltre, è utilizzato in forma purificata come sale da cucina.

4. Carbonato di sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) e idrogenocarbonato (bicarbonato) di sodio ( $\text{NaHCO}_3$ ). Il carbonato è usato come base industriale e nella preparazione del vetro.

L'idrogenocarbonato, che rilascia  $\text{CO}_2$  a basse temperature ( $50 \div 100\text{ }^\circ\text{C}$ ), è usato nel lievito artificiale in polvere e negli estintori di incendio.

5. Idrossido di sodio ( $\text{NaOH}$ ). Base industriale molto importante; è usato nella preparazione di sbiancanti, fosfati di sodio e alcoli.

6. Nitrato di potassio ( $\text{KNO}_3$ ). Potente ossidante usato nelle polveri da sparo e nei fuochi d'artificio.

# Gruppo 2 – Metalli alcalino-terrosi

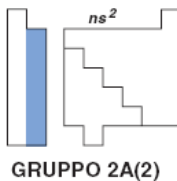
The periodic table shows the following elements in Group 2 (highlighted in red):

Period	Group 2 Element	Symbol	Atomic Number	Atomic Weight
1	Hydrogen	H	1	1.00794
2	Lithium	Li	3	6.941
2	Beryllium	Be	4	9.012182
3	Sodium	Na	11	22.98976928
3	Magnesium	Mg	12	24.304
4	Potassium	K	19	39.0983
4	Calcium	Ca	20	40.078
5	Rubidium	Rb	37	85.4678
5	Strontium	Sr	38	87.62
6	Cesium	Cs	55	132.90545196
6	Barium	Ba	56	137.327
7	Francium	Fr	87	[223]
7	Radium	Ra	88	[226]

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

## LEGENDA

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni

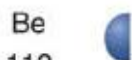


# Gruppo 2A(2): i metalli alcalino-terrosi

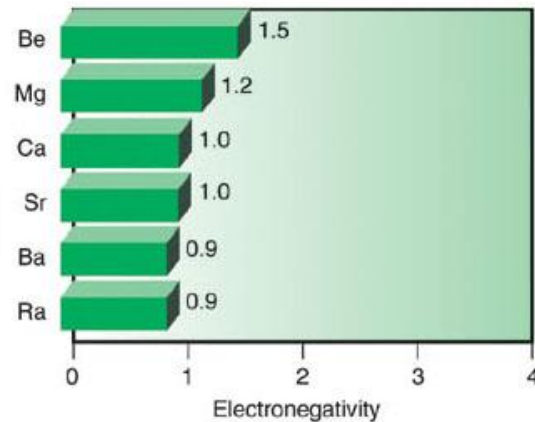
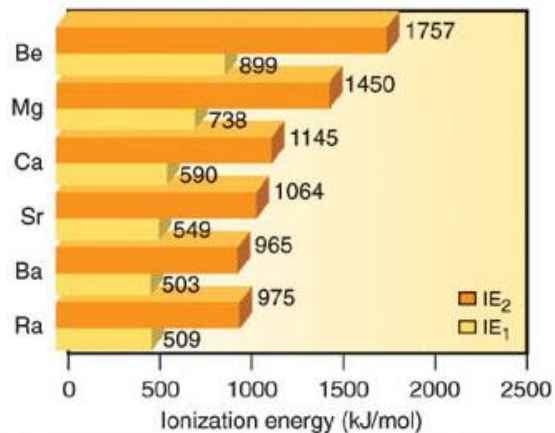
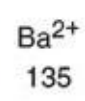
## RITRATTO DI FAMIGLIA

4 <b>Be</b> 9.012 2s <sup>2</sup> +2	
12 <b>Mg</b> 24.30 3s <sup>2</sup> +2	
20 <b>Ca</b> 40.08 4s <sup>2</sup> +2	
38 <b>Sr</b> 87.62 5s <sup>2</sup> +2	
56 <b>Ba</b> 137.3 6s <sup>2</sup> +2	
88 <b>Ra</b> (226) 7s <sup>2</sup> +2	No sample available

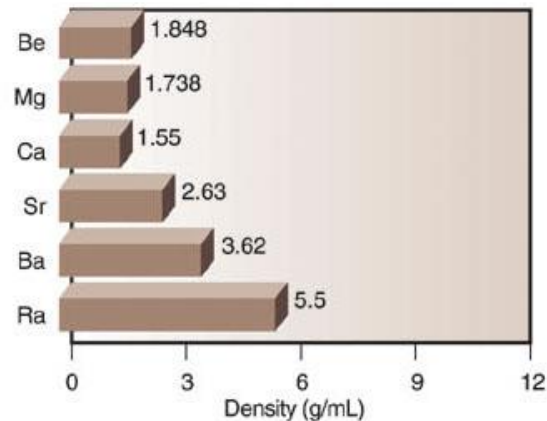
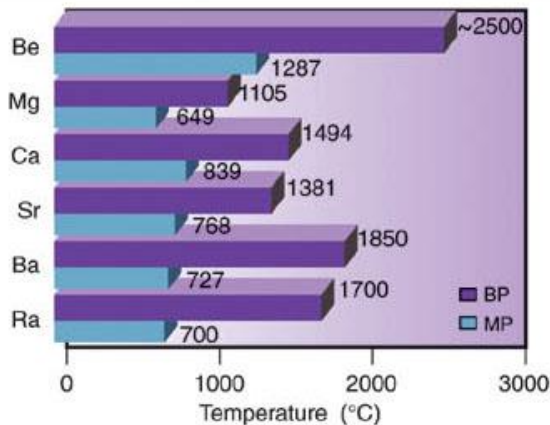
Atomic radius (pm)



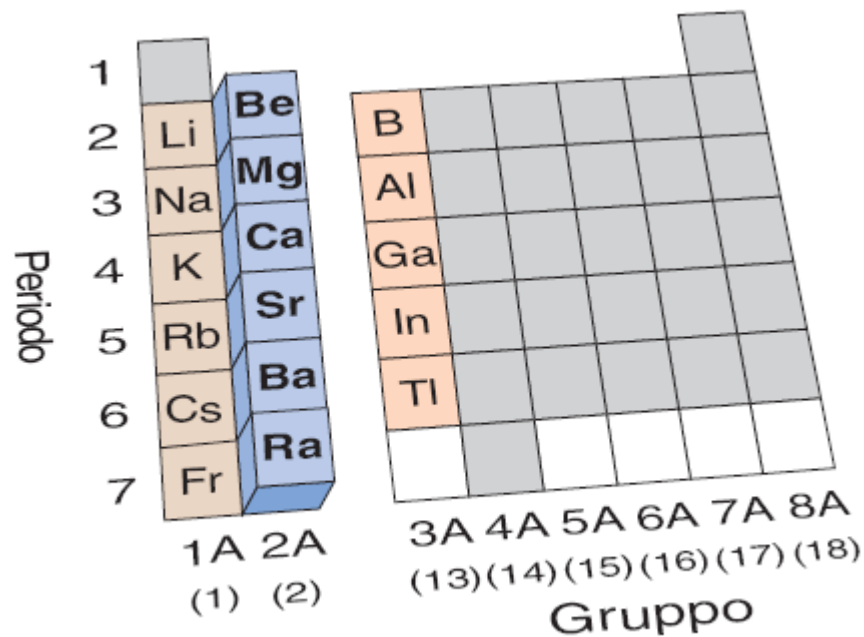
Ionic radius (pm)



### Proprietà atomiche



### Proprietà fisiche



**Figura 14.5** Tre relazioni diagonali nella tavola periodica. Certi elementi del Periodo 2 presentano comportamenti che sono assai simili a quelli degli elementi del Periodo 3 immediatamente al di sotto e a destra. Esistono tre di queste relazioni diagonali: Li e Mg, Be e Al, B e Si.

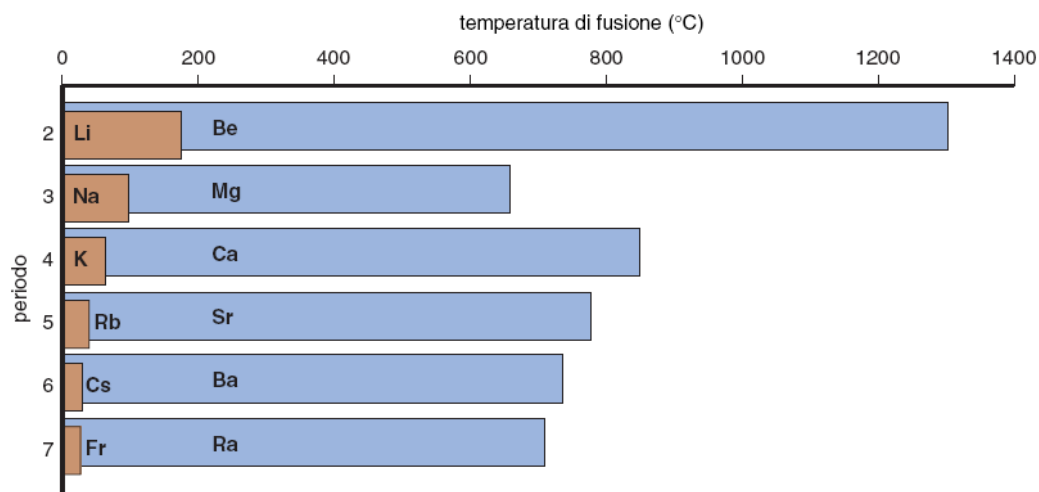
	1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)
2	Li	Be	B	
3		Mg	Al	Si



- Gli ossidi degli elementi del Gruppo 2A (2) formano soluzioni basiche e fondono a temperature estremamente alte.
- Gli elementi del Gruppo 2A (2) hanno energie di ionizzazione più alte di quelle degli elementi del Gruppo 1A (1)
  - perché hanno carica nucleare effettiva maggiore e raggio atomico minore.
- Gli elementi del Gruppo 2A (2) sono forti agenti riducenti.

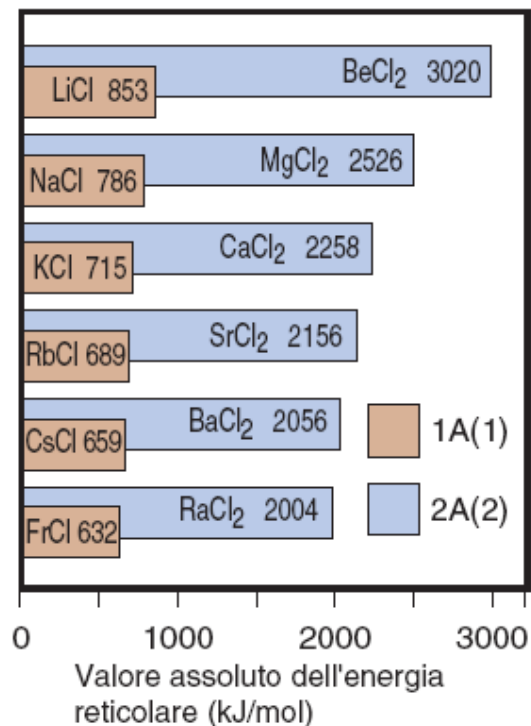
**Tabella 9.5** Temperature di fusione e di ebollizione di alcuni metalli

Elemento	Temperatura di fusione (°C)	Temperatura di ebollizione (°C)
litio (Li)	180	1347
stagno (Sn)	232	2623
alluminio (Al)	660	2467
bario (Ba)	727	1850
argento (Ag)	961	2155
rame (Cu)	1083	2570
uranio (U)	1130	3930



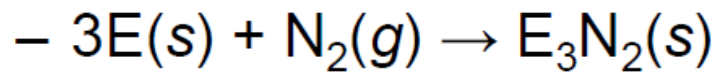
**Figura 9.23** Temperature di fusione degli elementi dei Gruppi 1A(1) e 2A(2). I metalli alcalino-terrosi [Gruppo 2A(2), blu] hanno temperature di fusione più alte di quelle dei metalli alcalini [Gruppo 1A(1), marrone] perché i loro ioni hanno cariche 2+ e il “mare di elettroni” ha un numero doppio di elettroni di valenza, con conseguenti attrazioni più forti.



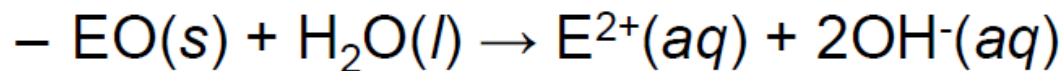


**Figura 14.2** Energie reticolari dei cloruri di elementi dei Gruppi 1A(1) e 2A(2). Il valore assoluto dell'energia reticolare decresce in modo regolare in entrambi i gruppi di cloruri metallici via via che i cationi diventano più grandi. Le energie reticolari dei cloruri degli elementi del Gruppo 2A(2) sono maggiori perché i cationi 2A hanno una carica maggiore e un raggio minore.

- Gli elementi riducono l'azoto per formare nitruri ionici:



- Eccettuato BeO, anfotero, gli ossidi sono basici:



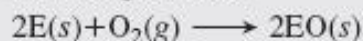
- Tutti i carbonati si decompongono termicamente formando il corrispondente ossido:



## Reazioni rappresentative

Gli elementi (E) si comportano come riducenti nelle reazioni 1÷5; si noti la similarità con le reazioni degli elementi del Gruppo 1A(1). La reazione 6 mostra la basicità generale degli ossidi degli elementi del Gruppo 2A(2); la reazione 7 mostra l'instabilità generale dei loro carbonati a temperature elevate.

1. I metalli riducono O<sub>2</sub> per formare gli ossidi:

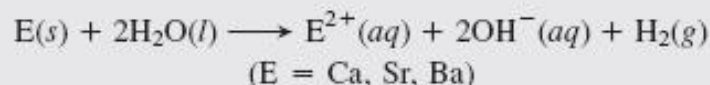


Ba forma anche il perossido, BaO<sub>2</sub>.

combustione di un nastro di magnesio

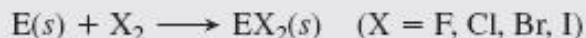


2. I metalli più grandi riducono l'acqua per formare idrogeno gassoso:

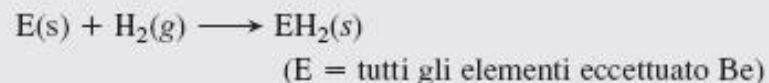


Be e Mg formano un rivestimento aderente di ossido che consente soltanto una reazione blanda.

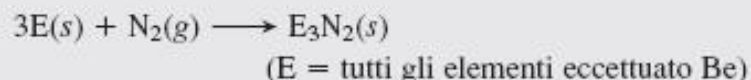
3. I metalli riducono gli alogeni per formare alogenuri ionici:



4. La maggior parte degli elementi riducono l'idrogeno per formare idruri ionici:



5. La maggior parte degli elementi riducono l'azoto per formare nitruri ionici:

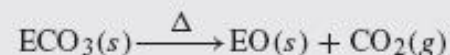


6. Eccettuato BeO anfotero, gli ossidi sono basici:

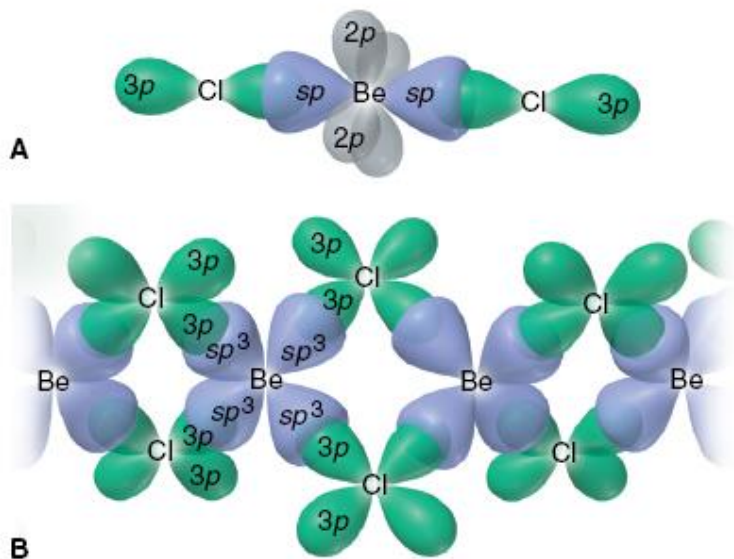


Ca(OH)<sub>2</sub> è un componente del cemento e della malta.

7. Tutti i carbonati subiscono la decomposizione termica all'ossido:



Questa reazione è utilizzata per produrre CaO (calce) in enormi quantità a partire da calcare naturale (vedi Nota a margine, p. 532).



**Figura 14.4** Come è superata la carenza di elettroni nel cloruro di berillio. **A.** A temperature elevate,  $\text{BeCl}_2$  è una molecola gassosa con soltanto quattro elettroni attorno a ciascun Be. **B.** Il  $\text{BeCl}_2$  solido esiste in lunghe catene in cui ciascun atomo Cl fa da ponte tra due atomi Be, conferendo un ottetto elettronico a ciascun Be.

## Composti importanti

1. Berillo ( $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$ ). Il berillo, la fonte industriale del metallo Be, si presenta anche come gemma. È chimicamente identico allo smeraldo, eccettuate le tracce di  $\text{Cr}^{3+}$  che conferiscono allo smeraldo il suo colore verde.

2. Ossido di magnesio ( $\text{MgO}$ ). In virtù della sua alta temperatura di fusione ( $2852\text{ }^\circ\text{C}$ ),  $\text{MgO}$  è usato come materiale refrattario per la fabbricazione dei mattoni da forno e l'isolamento dei fili conduttori.

3. Alogenuri di alchilmagnesio ( $\text{RMgX}$ , R = gruppo idrocarburo, X = alogeno). Questi composti sono usati per sintetiz-

zare molti composti organici. I fungicidi agricoli a base di organostagno si preparano trattando  $\text{RMgX}$  con  $\text{SnCl}_4$ :



4. Carbonato di calcio ( $\text{CaCO}_3$ ). Si presenta come enormi giacimenti naturali di calcare, marmo, gesso e corallo. È usato come materiale edile, nella produzione di calce e, a un elevato grado di purezza, come abrasivo per dentifrici e come antiacido.

# Gruppo 13 – Gruppo del boro

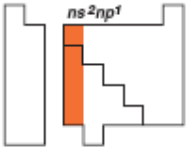
The image shows a periodic table of elements. A red oval highlights the elements in Group 13 (Group IIIA), which are Boron (B), Aluminum (Al), Gallium (Ga), Indium (In), and Thallium (Tl). The table includes element symbols, atomic numbers, and names. The periodic table is color-coded by groups and periods.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VA	VIA	VIA
1 H Idrogeno 1.00794	2 He Elio 4.002602											B Boro 10.811	C Carbonio 12.011	N Azoto 14.00714	O Ossigeno 15.999	F Fluoro 18.9984032	Ne Neon 20.1797
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											Al Alluminio 26.9815386	Si Silicio 28.0855	P Fosforo 30.973762	S Zolfo 32.06	Cl Cloro 35.453	Ar Argon 39.948
11 Na Sodio 22.98976928	12 Mg Magnesio 24.304											Ga Gallio 69.723	Ge Germanio 72.64	As Arsenico 74.9216	Se Selenio 78.96	Br Bromo 79.904	Kr Kripton 83.796
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955912	22 Ti Titanio 47.887	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938044	26 Fe Ferro 55.845	27 Co Cobalto 58.933200	28 Ni Nichel 58.6934	29 Cu Rame 63.546	30 Zn Zinco 65.38	31 In Indio 114.818	32 Ge Germanio 72.64	33 As Arsenico 74.9216	34 Se Selenio 78.96	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kripton 83.796
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.90584	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technetio 98.906250	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90550	46 Pd Palladio 106.3676	47 Ag Argento 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Stagno 118.710	51 Sb Stibio 121.757	52 Te Tellurio 127.46	53 I Iodio 126.90547	54 Xe Xenone 131.29
55 Cs Cesio 132.90545196	56 Ba Bario 137.327	57 to 71 Lantanoidi	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalo 180.94788	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.222	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.966569	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.9804	84 Po Polonio [209]	85 At Astatina [210]	86 Rn Radon [222]
87 Fr Francio [223]	88 Ra Raffaello [226]	89 to 103 Attinoidi	104 Rf Rutherfordio [261]	105 Db Dubnio [262]	106 Sg Seaborgio [263]	107 Bh Bohrio [264]	108 Hs Hassium [265]	109 Mt Meitnerio [266]	110 Ds Darmstadtio [267]	111 Rg Roentgenio [268]	112 Uu Ununbium [269]	113 Uut Ununtrio [270]	114 Uuq Ununquadio [271]	115 Uup Ununpentio [272]	116 Uuq Ununsestio [273]	117 Uus Ununseptio [274]	118 Uuo Ununoctio [276]

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

**LEGENDA**

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni



GRUPPO 3A(13)

**RITRATTO DI FAMIGLIA**

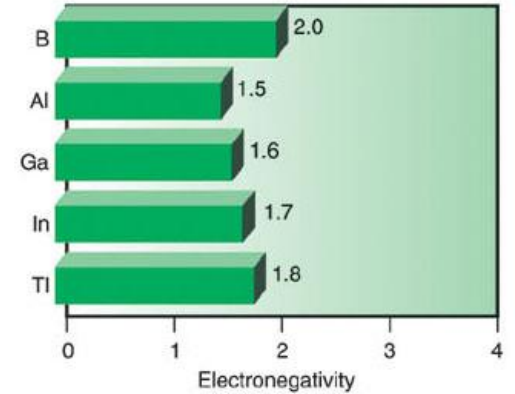
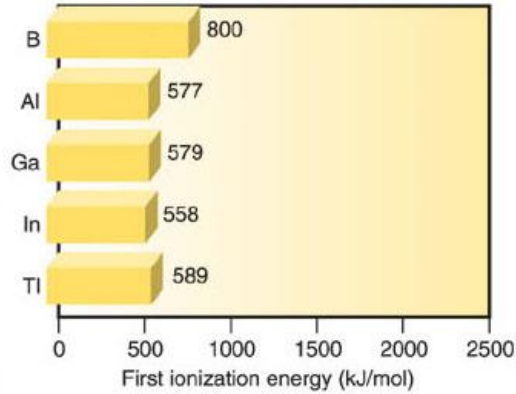
**Gruppo 3A(13): la famiglia del boro**

5 <b>B</b> 10.81 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup> +3	
13 <b>Al</b> 26.98 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup> +3	
31 <b>Ga</b> 69.72 4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup> +3, +1	
49 <b>In</b> 114.8 5s <sup>2</sup> 5p <sup>1</sup> +3, +1	
81 <b>Tl</b> 204.4 6s <sup>2</sup> 6p <sup>1</sup> +1	

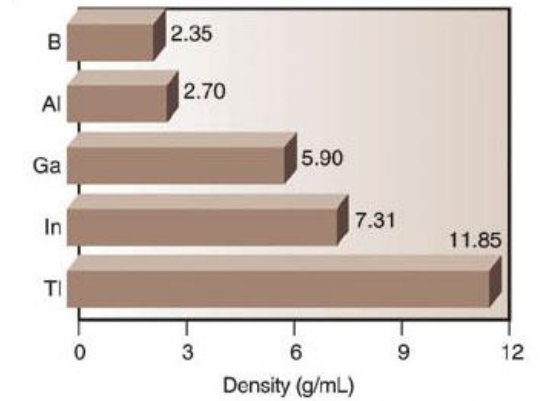
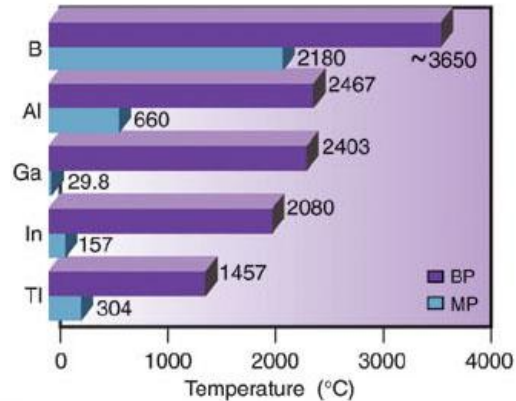
Atomic radius (pm)

Ionic radius (pm)

B 85		
Al 143		Al <sup>3+</sup> 54
Ga 135		Ga <sup>3+</sup> 62
In 167		In <sup>3+</sup> 80
Tl 170		Tl <sup>+</sup> 150



*Proprietà atomiche*



*Proprietà fisiche*

$Z_{eff}$  **aumenta** per gli elementi più grandi del Gruppo 3A a causa del basso potere di schermo degli elettroni *d* e *f*.

Gli elementi più grandi del Gruppo 3A hanno raggi atomici **minori**, energie di ionizzazione **maggiori** ed elettronegatività **maggiori** di quanto aspettato.

Queste proprietà influenzano il comportamento chimico e fisico degli elementi.




Gli elementi più grandi del Gruppo 3A presentano **stati di ossidazione multipli**. Possono perdere sia solo l'elettrone  $np$  sia gli elettroni  $np$ .

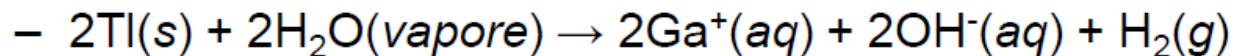
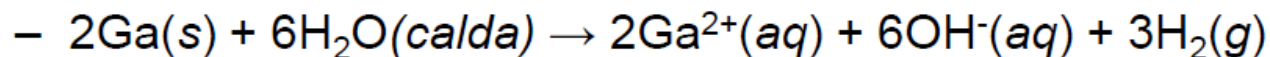
Lo stato di ossidazione **inferiore** diventa prevalente via via che si scende nel Gruppo poiché gli elettroni  $ns^2$  formano una **coppia inerte**.

Gli ossidi con l'elemento in uno stato di ossidazione **inferiore** sono **più basici** degli ossidi con l'elemento in uno stato di ossidazione superiore.

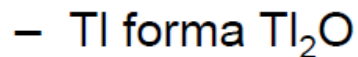
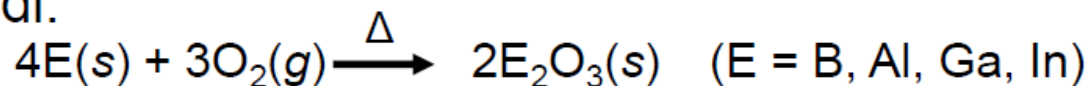
$\text{In}_2\text{O}$  è più basico di  $\text{In}_2\text{O}_3$ .



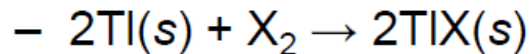
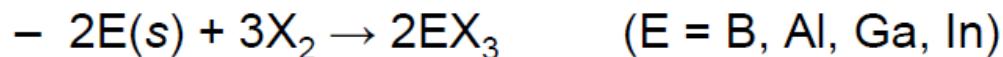
- Gli elementi reagiscono lentamente, o non reagiscono affatto, con l'acqua: 



- Se fortemente riscaldati in  $\text{O}_2$  puro, formano gli ossidi:

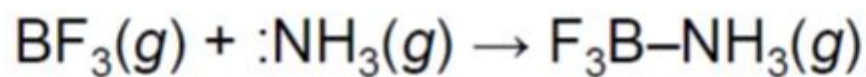


- Tutti gli elementi del gruppo riducono gli alogeni ( $\text{X}_2$ )



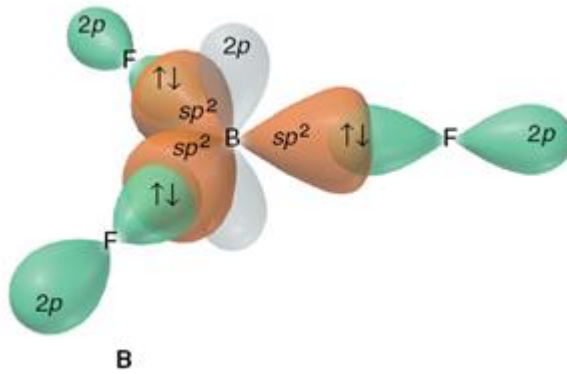
Tutti i composti del boro sono **covalenti** e il B forma composti covalenti reticolari con molti altri elementi.

I composti del boro sono spesso elettrone deficienti e si comportano come **acidi di Lewis** accettando una coppia di e<sup>-</sup>.

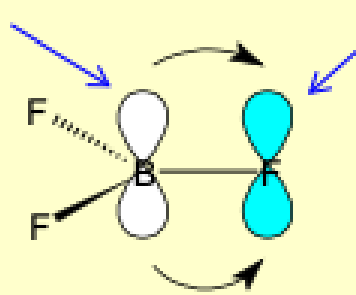


Il boro forma **legami a ponte**, in cui **una coppia** di elettroni è condivisa da **tre** atomi. Questo tipo di legame è comune tra B e H.

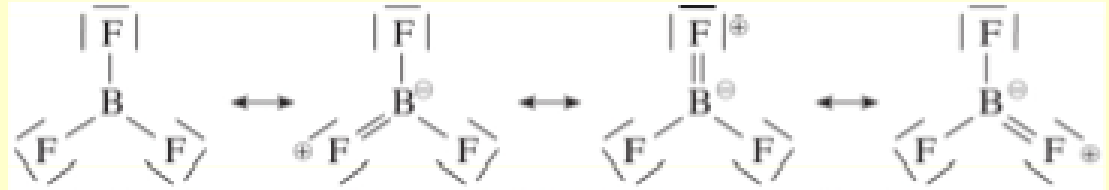
# Alogenuri di boro – $BX_3$

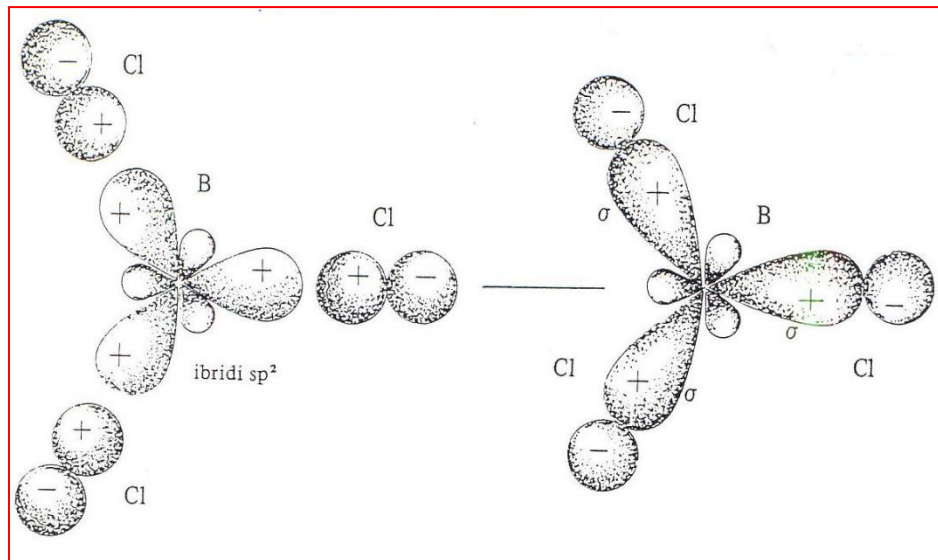


Orbitale vuoto



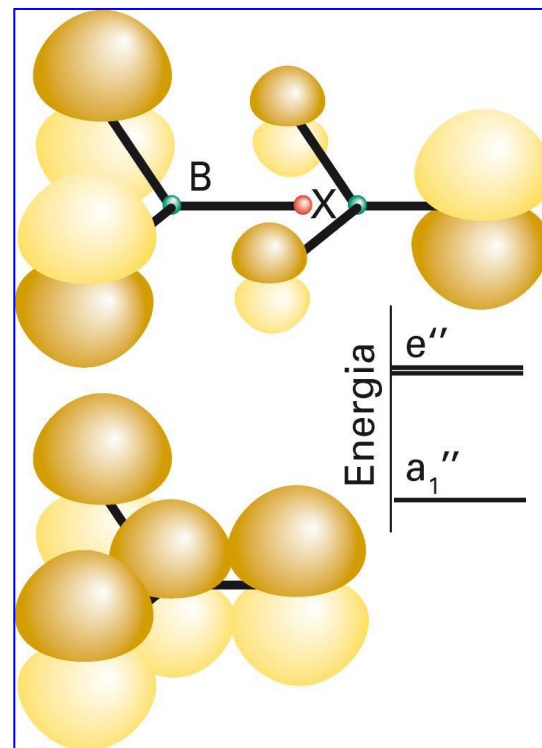
Orbitale pieno





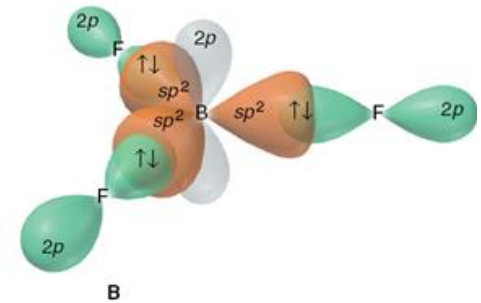
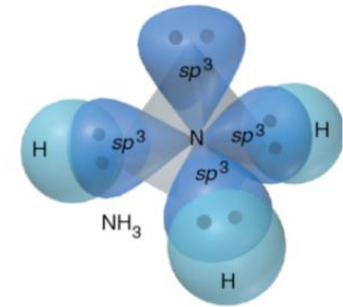
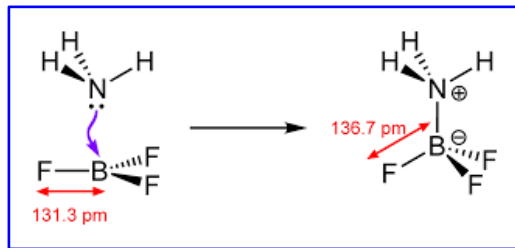
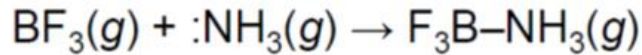
- Formazione di legami  $\sigma$  tra il B (ibrido  $sp^2$ ) e l'alogenuro (orbitale p)

- Il contributo  $\pi$  è dato dalla combinazione dell'orbitale p vuoto del B perpendicolare al piano della molecola con un orbitale p pieno dell'alogenuro con medesima simmetria



□ Il fluoro forma un legame  $\pi$  più forte con il boro rispetto agli altri alogeni grazie al **piccolo raggio atomico** che favorisce la sovrapposizione degli orbitali 2p degli elementi del secondo periodo rispetto agli elementi dei periodi superiori.

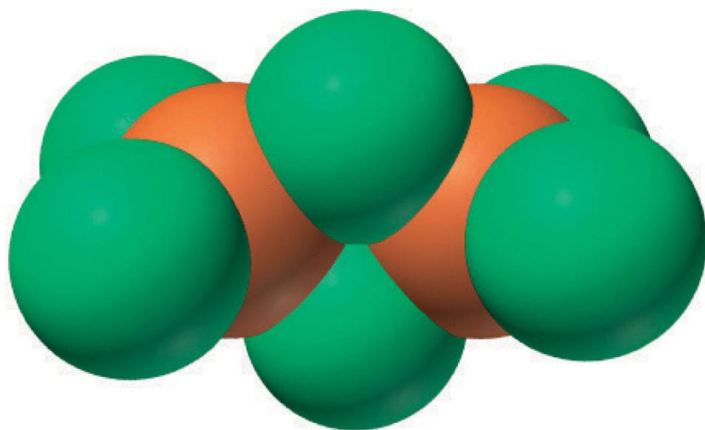
I composti del boro sono spesso elettroneficienti e si comportano come **acidi di Lewis** accettando una coppia di e<sup>-</sup>.



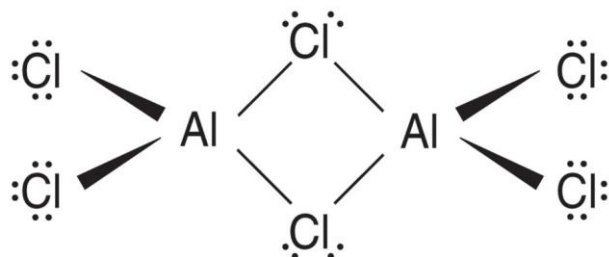
- Quando una base di Lewis reagisce con  $\text{BX}_3$  formando un nuovo legame  $\sigma$  il legame  $\pi$  deve essere rotto
- Più forte è tale legame meno favorita è la reazione

➔ L'acidità degli alogenuri è  $\text{BF}_3 < \text{BCl}_3 < \text{BBr}_3 < \text{BI}_3$  (acido di Lewis più forte)

## Alogenuri di alluminio



Struttura dimerica del cloruro di alluminio gassoso. Nonostante il nome, il tricloruro di alluminio esiste in fase gassosa come dimero,  $\text{Al}_2\text{Cl}_6$ .

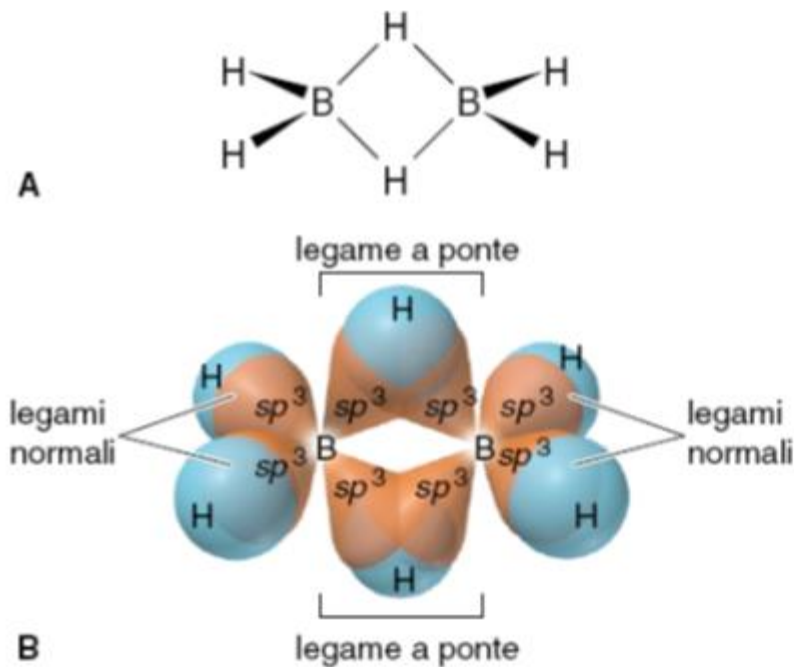


I composti degli elementi del Gruppo 3A hanno maggior carattere covalente dei corrispondenti elementi del Gruppo 2A.

L'alluminio ha le caratteristiche fisiche di un metallo, ma i suoi alogenuri esistono come **dimeri** covalenti.

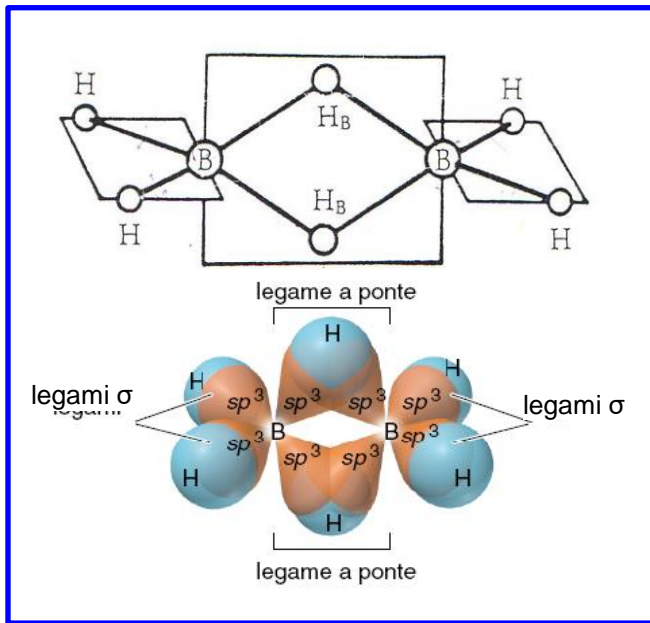
# Diborano

Il boro forma **legami a ponte**, in cui **una coppia** di elettroni è condivisa da **tre** atomi. Questo tipo di legame è comune tra B e H.



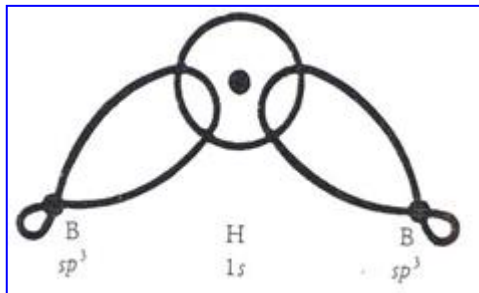
**I due tipi di legame covalente nel diborano. A.** Una rappresentazione in prospettiva di  $B_2H_8$  mostra l'insolito legame a ponte B—H—B e la disposizione tetraedrica attorno a ciascun atomo B. **B.** Una rappresentazione dei legami di valenza mostra ciascun atomo B ibridato  $sp^3$  che forma legami covalenti normali con due atomi di idrogeno e due legami a ponte, in cui due elettroni legano tre atomi, a livello dei due gruppi B—H—B centrali.



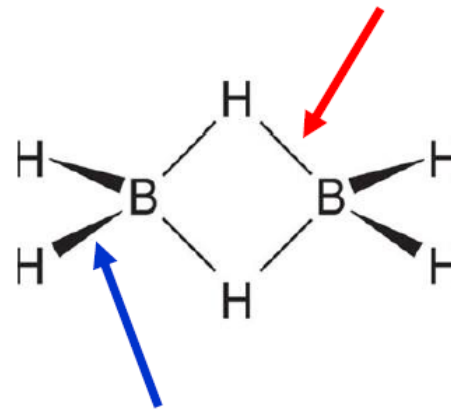


- B  $\rightarrow$  ibridi  $sp^3$
- 12 elettroni di valenza
- 8 elettroni nei legami  $\sigma$  B-H
- 2 elettroni in ogni legame a tre centri B-H-B

- Schema di legame a tre centri nei borani  
L'orbitale  $1s$  dell'atomo di idrogeno interagisce con due orbitali  $sp^3$  di due atomi di boro

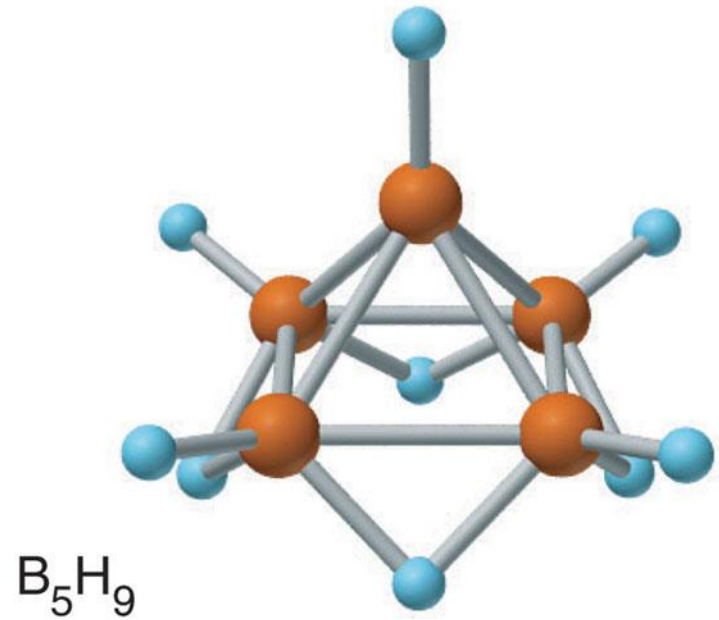
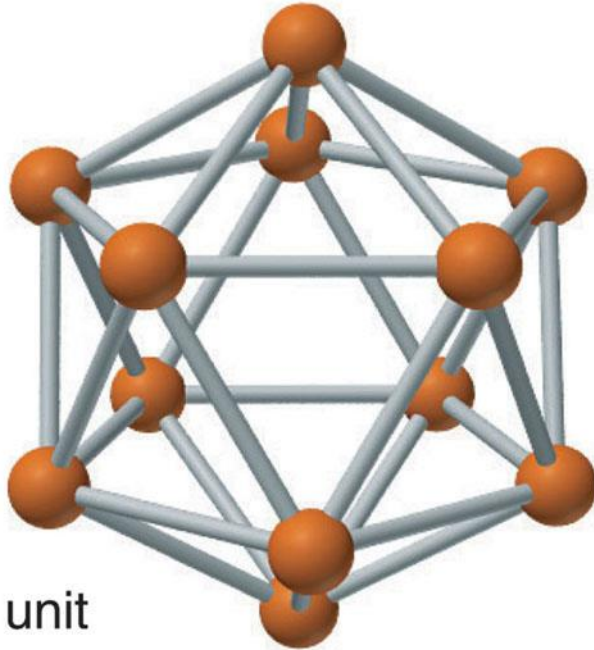


**Legame a ponte (o a tre centri o a due elettroni).**



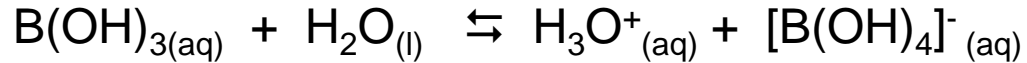
**Normale legame covalente formati per sovrapposizione dell'orbitale ibrido  $sp^3$  del B con l'orbitale  $s$  dell'H.**

*L'icosaedro del boro e un borano*

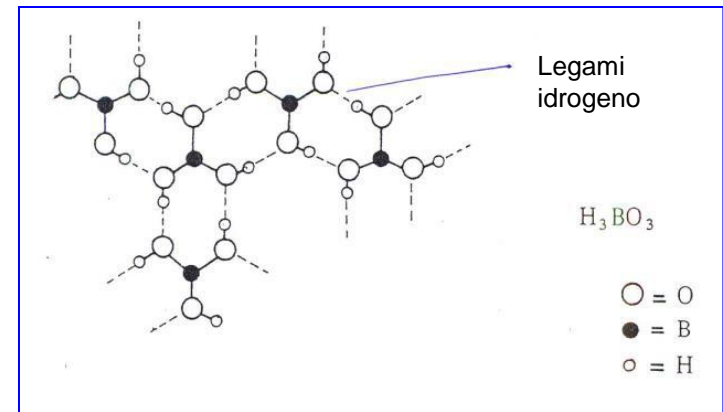
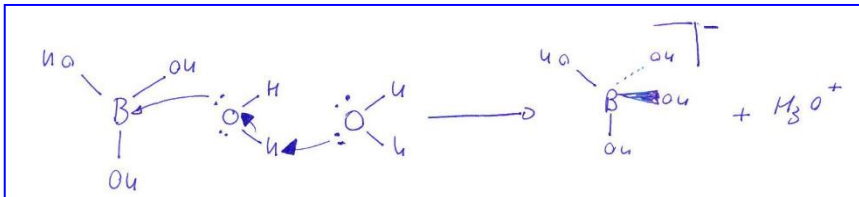


- **Acido borico  $B(OH)_3$**

- Acido debolissimo -  $K_a = 10^{-9.2}$



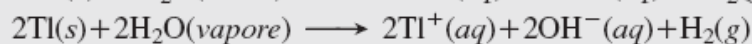
- $B(OH)_3$  agisce da acido di Lewis formando con l'acqua il complesso  $H_2O-B(OH)_3$  tetracoordinato che è il reale donatore di protoni (acido di Bronstaed)



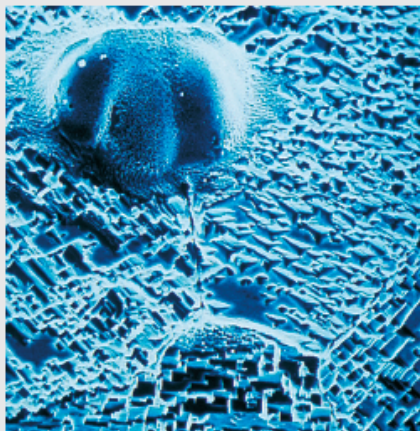
## Reazioni rappresentative

Si noti che nelle reazioni 1÷3 gli elementi (E), per reagire, richiedono di solito temperature più alte di quelle richieste dagli elementi dei Gruppi 1A(1) e 2A(2). Si noti lo stato di ossidazione inferiore di Tl. Le reazioni 4÷6 mostrano alcuni composti in importanti processi industriali.

1. Gli elementi reagiscono lentamente, o non reagiscono affatto, con l'acqua:

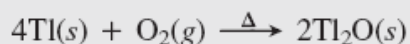
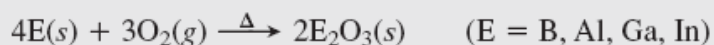


Al si ricopre di uno strato di  $\text{Al}_2\text{O}_3$  che impedisce ulteriori reazioni (vedi fotografia).



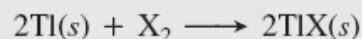
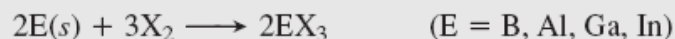
fotografia al microscopio elettronico del rivestimento di ossido su una superficie di alluminio

2. Quando vengono fortemente riscaldati in  $\text{O}_2$  puro, tutti gli elementi formano ossidi:



L'acidità degli ossidi decresce dall'alto verso il basso lungo il gruppo:  $\text{B}_2\text{O}_3$  (debolmente acido)  $>$   $\text{Al}_2\text{O}_3$   $>$   $\text{Ga}_2\text{O}_3$   $>$   $\text{In}_2\text{O}_3$   $>$   $\text{Tl}_2\text{O}$  (fortemente basico), e l'ossido +1 è più basico dell'ossido +3.

3. Tutti gli elementi del gruppo riducono gli alogeni ( $\text{X}_2$ ):



I trihalogenuri  $\text{BX}_3$  sono composti covalenti volatili. I trihalogenuri di Al, Ga e In sono (in prevalenza) solidi ionici, ma esistono come dimeri covalenti nella fase gassosa; l'atomo 3A raggiunge così un livello elettronico esterno completo.

4. Il trattamento di  $\text{Al}_2\text{O}_3$  con acidi è importante nella depurazione dell'acqua:



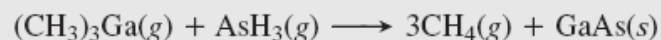
In acqua,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  e  $\text{CaO}$  formano un colloide che facilita la rimozione delle particelle in sospensione.

5. La reazione complessiva nella produzione di alluminio metallico è un processo redox:



Questo processo viene fatto svolgere elettrochimicamente in presenza di criolite ( $\text{Na}_2\text{AlF}_6$ ), che abbassa la temperatura di fusione della miscela di reagenti e partecipa alle reazioni.

6. Una reazione di spostamento produce arseniuro di gallio, GaAs (vedi nota a margine, p. 537):



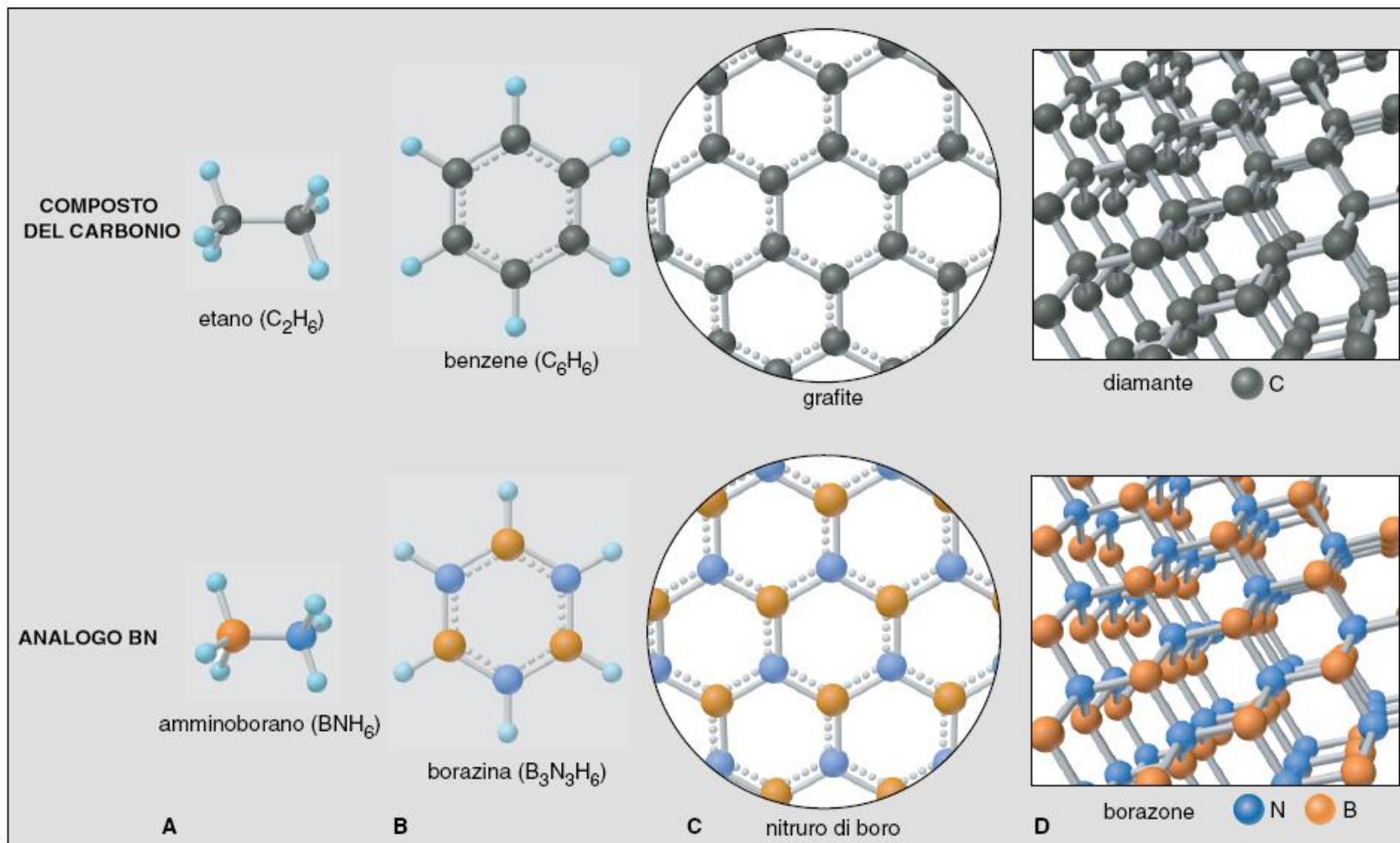
## Composti importanti

1. Ossido di boro ( $B_2O_3$ ). È usato nella produzione di vetro borosilicato (*vedi nota a margine, p. 538*).
2. Borace ( $Na_2[Ba_4O_5(OH)_4] \cdot 8H_2O$ ). È un'importante fonte minerale di composti del boro e di  $B_2O_3$ . È usato come materiale isolante incombustibile e come detersivo in polvere.
3. Acido borico [ $H_3BO_3$  o  $B(OH)_3$ ]. È usato come disinfettante per usi esterni, collirio e insetticida.
4. Diborano ( $B_2H_6$ ). È un potente riducente suscettibile di impiego come propellente per razzi. È usato per sintetizzare borani superiori, composti che hanno condotto a nuove teorie sul legame chimico.
5. Solfato di alluminio (allume),  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ . Usato per la purificazione delle acque, per la conciatura del

pellame, come fissante dei coloranti dei tessuti e come antitraspirante.

6. Ossido di alluminio ( $Al_2O_3$ ). È un importante composto nella fonte naturale (bauxite) di Al metallico. È usato come abrasivo nella carta abrasiva, nei dispositivi di sabbatura e taglio, e nei dentifrici. Si presenta sotto forma di grandi cristalli con impurità costituite da ioni metallici, spesso di qualità di gemma. È usato come supporto inerte per la cromatografia. Nelle forme fibrose, è utilizzato per tessuti termoresistenti; è usato anche per rinforzare ceramiche e metalli.

7.  $Tl_2Ba_2Ca_2Cu_3O_{10}$ . Diventa un superconduttore ad alta temperatura di transizione, 125 K, che può facilmente essere raggiunta con  $N_2$  liquido.

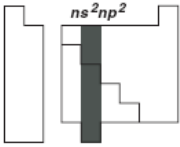


**Figura 14.9** Similarità fra sostanze contenenti legami C—C e sostanze contenenti legami B—N. Si noti che, in ciascun caso, B raggiunge un ottetto elettronico legandosi con N ricco di elettroni. **A.** L'etano e il suo analogo BN. **B.** Il benzene e la borazina, detta spesso "benzene inorganico". **C.** La grafite e la simile struttura esagonale estesa del nitruro di boro. **D.** Il diamante e il borazone hanno la stessa struttura cristallina e sono tra le sostanze più dure che si conoscano.



# LEGENDA

- Numero atomico
- Simbolo**
- Massa atomica
- Valenza e configurazione elettronica
- Stati di ossidazione comuni



## GRUPPO 4A(14)

### RITRATTO DI FAMIGLIA

### Gruppo 4A(14): la famiglia del carbonio

6 <b>C</b> 12.01 $2s^2 2p^2$ (-4, +4, +2)	
14 <b>Si</b> 28.09 $3s^2 3p^2$ (-4, +4)	
32 <b>Ge</b> 72.61 $4s^2 4p^2$ (+4, +2)	
50 <b>Sn</b> 118.7 $5s^2 5p^2$ (+4, +2)	
82 <b>Pb</b> 207.2 $6s^2 6p^2$ (+4, +2)	
114 (285) $7s^2 7p^2$	Observed in experiments at Dubna, Russia, in 1998

Atomic radius (pm)

C  
77

Si  
118

Ge  
122

Sn  
140

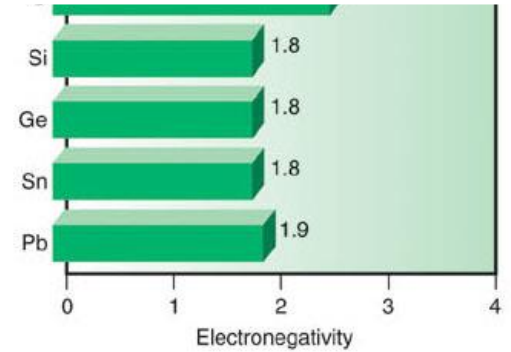
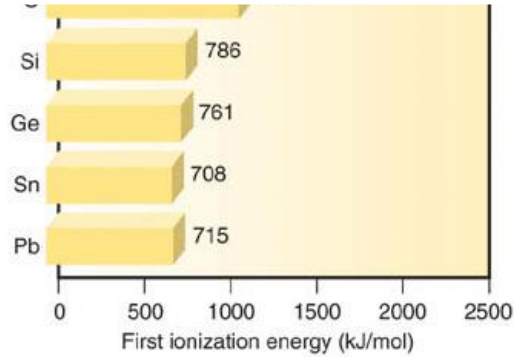
Pb  
146

Ionic radius (pm)

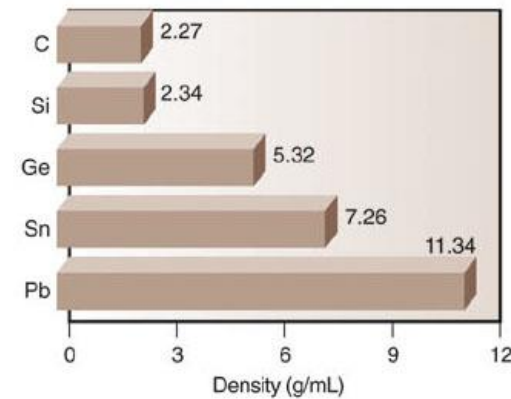
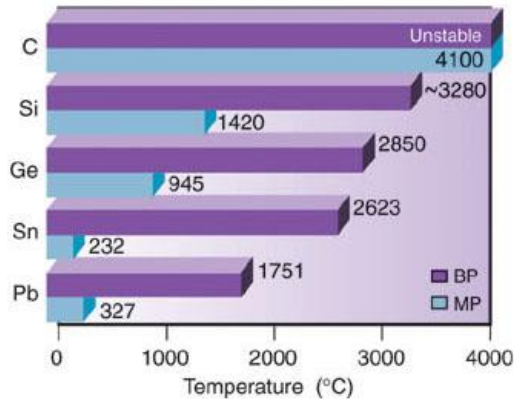


$Sn^{2+}$   
118

$Pb^{2+}$   
119

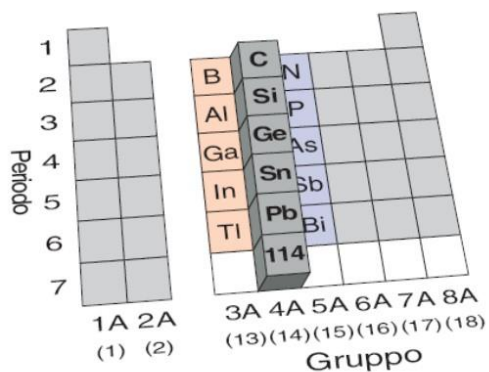


### Proprietà atomiche



### Proprietà fisiche





**Figura 14.18** Guardando indietro al Gruppo 3A(13) e avanti al gruppo 5A(15) dal punto di vista del Gruppo 4A(14).



Element	Ionization Energy (kJ mol <sup>-1</sup> )	Electron Affinity (kJ mol <sup>-1</sup> )	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)	Electro-negativity
C	1086	122	4100	a	2.544
Si	786	134	1420	3280 <sup>b</sup>	1.916
Ge	762	120	945	2850	1.994
Sn	709	120	232	2623	1.824
Pb	716	35	327	1751	1.854

- Diminuzione della T di fusione tra C e Si: legami nel Si sono più lunghi e deboli rispetto a C
- Tra Ge e Sn, cambia il tipo di legame, da covalente a metallico

























Gli **allotropi** sono diverse forme cristalline o molecolari dello stesso elemento.

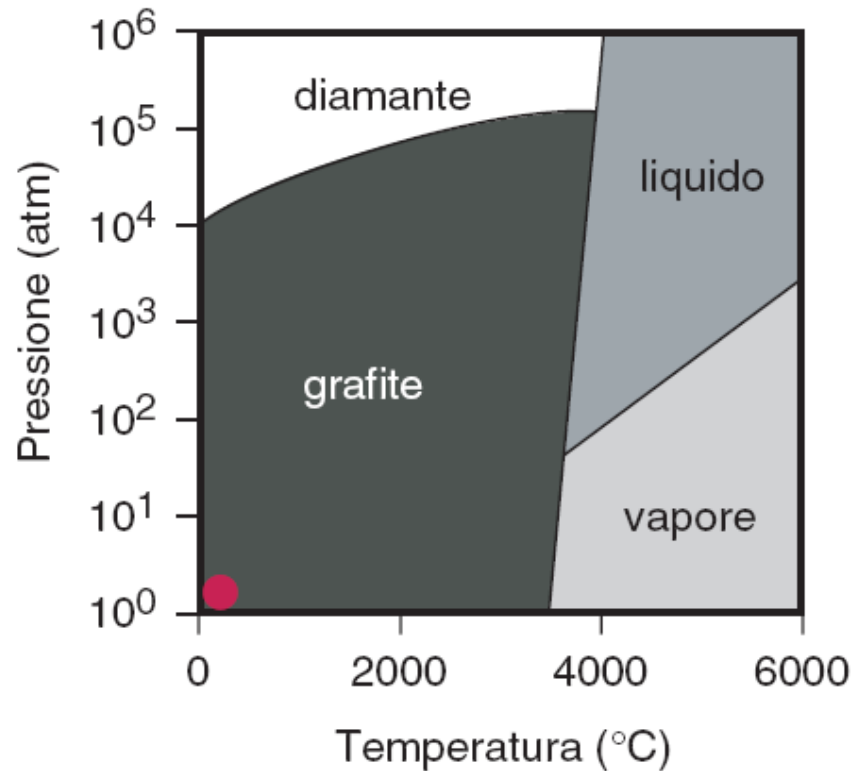
Un allotropo è di solito più stabile di un altro a una data pressione e temperatura.

Il **carbonio** ha diversi allotropi: grafite, diamante, fullerene.

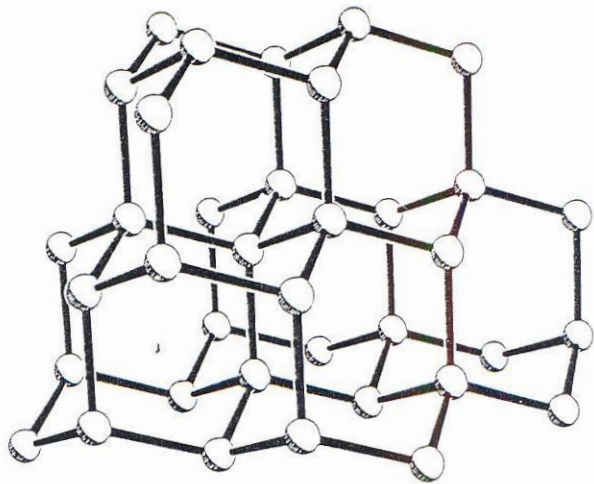
Lo **stagno** ha due allotropi: lo stagno  $\beta$  bianco e lo stagno  $\alpha$  grigio.

**Tabella 14.2** Tipo di legame e processo di fusione nei Gruppi 3A(13), 4A(14) e 5A(15)

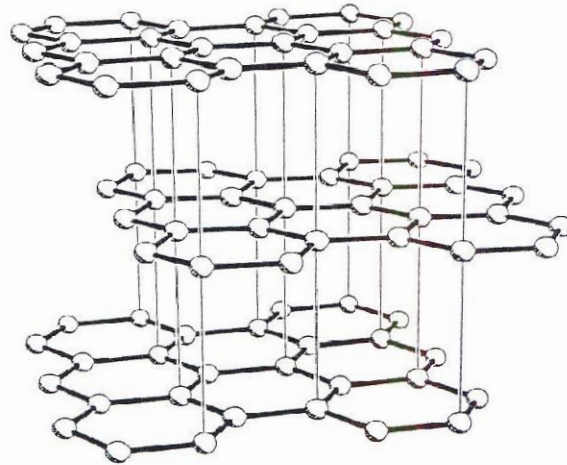
Periodo	Gruppo 3A(13)				Gruppo 4A(14)				Gruppo 5A(15)				Legenda	
	Elemento	Tipo di legame	Temperatura di fusione (°C)	$\Delta H_{fus}$ (kJ/mol)	Elemento	Tipo di legame	Temperatura di fusione (°C)	$\Delta H_{fus}$ (kJ/mol)	Elemento	Tipo di legame	Temperatura di fusione (°C)	$\Delta H_{fus}$ (kJ/mol)		
2	<b>B</b>		2180	23,6	<b>C</b>		4100	Molto alta	<b>N</b>		-210	0,7		metallico
3	<b>Al</b>		660	10,5	<b>Si</b>		1420	50,6	<b>P</b>		44,1	2,5		reticolo covalente
4	<b>Ga</b>		30	5,6	<b>Ge</b>		945	36,8	<b>As</b>		816	27,7		metallica
5	<b>In</b>		157	3,3	<b>Sn</b>		232	7,1	<b>Sb</b>		631	20,0		metalloide
6	<b>Tl</b>		304	4,3	<b>Pb</b>		327	4,8	<b>Bi</b>		271	10,5		metallica
														metallica
														metallica
														metallica
														metallica



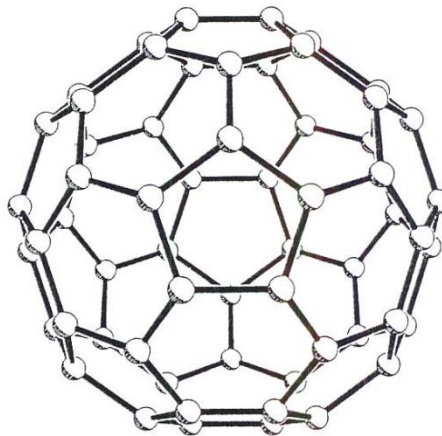
**Figura 14.12** Diagramma di fase del carbonio. La grafite è la forma di carbonio più stabile in condizioni ordinarie (*circoletto rosso in basso all'estrema sinistra*). Il diamante è più stabile a pressioni molto alte.



structure of cubic diamond.



structure of hexagonal graphite.



structure of Buckminsterfullerene, C<sub>60</sub>.

# L'elemento carbonio – Diamante e Grafite

## Diamante

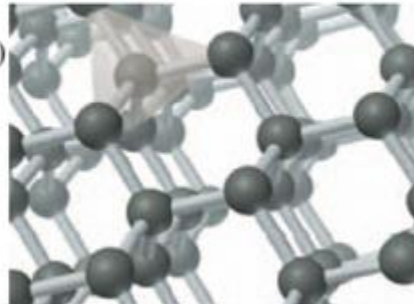
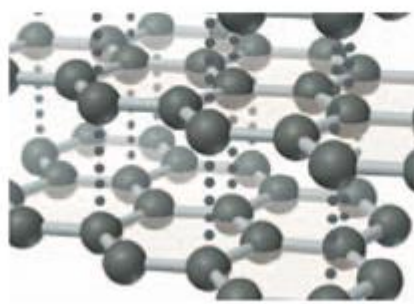
- Isolante
- Duro
- Trasparente
- Elevata conducibilità termica
- Alto indice di rifrazione

## Grafite

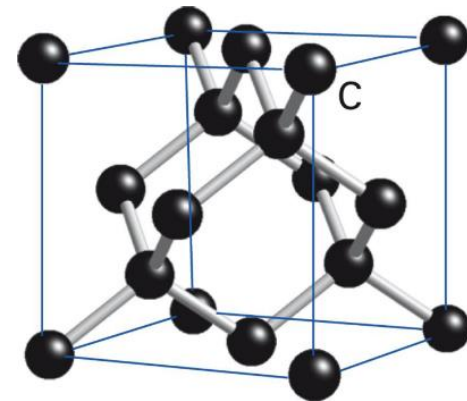
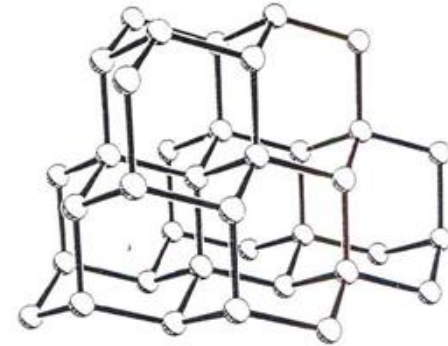
- Buon conduttore
- Tenera e sfaldabile
- Nera
- Debole lucentezza metallica

### Confronto delle proprietà del diamante e della grafite

Proprietà	Grafite	Diamante
Densità (g/cm <sup>3</sup> )	2,27	3,51
Durezza	<1 (molto tenera)	10 (la sostanza più dura)
Temperatura di fusione (K)	4100	4100
Colore	Nero lucente	Trasparente incolore
Conducibilità elettrica	Alta (lungo i piani reticolari)	Nulla
$\Delta H_{\text{comb}}^0$ (kJ/mol)	-393,5	-395,4
$\Delta H_f^0$ (kJ/mol)	0 (stato standard)	1,90

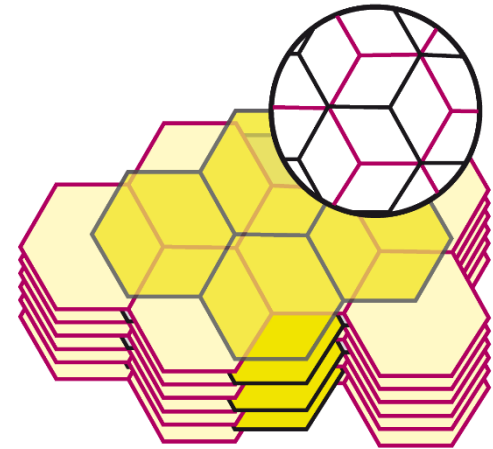
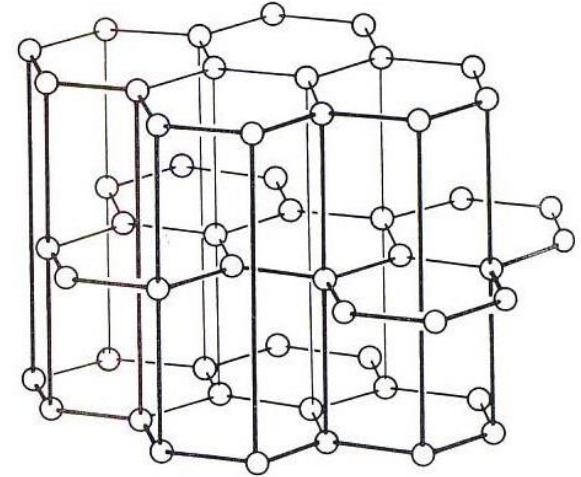


- **Struttura del diamante**
- Struttura cubica
- Reticolo tridimensionale, rigido, covalente
- Ogni atomo di C è legato a quattro atomi di C disposti ai vertici di un tetraedro mediante legami  $\sigma$  (C ibridizzato  $sp^3$ )
- Lunghezza di legame C-C 154 pm

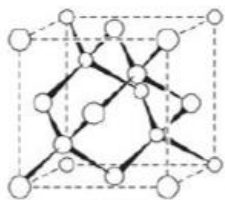


- **Struttura della grafite**

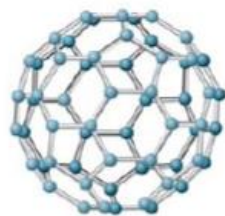
- Strati planari sovrapposti di grafene nei quali ogni atomo di C è legato a tre atomi primi vicini di C con legami  $\sigma$  (C ibridizzato  $sp^2$ ) e gli orbitali p perpendicolari al piano formano legami  $\pi$  delocalizzati sull'intero piano
- Lunghezza di legame C-C 142 pm
- I piani sono tenuti insieme da forze deboli di Van der Waals (335 pm distanza tra i piani)



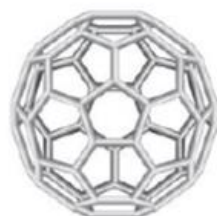




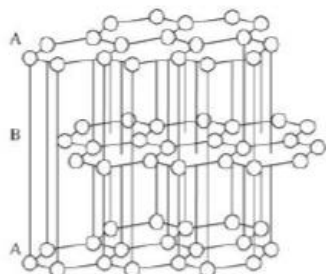
Diamond



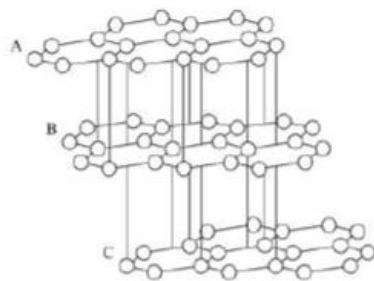
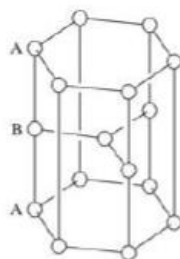
C<sub>60</sub>



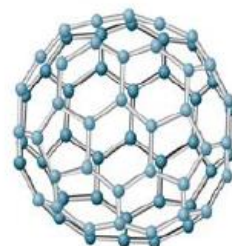
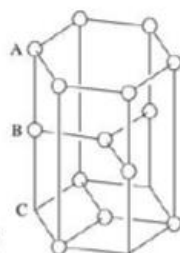
C<sub>60</sub> End view



α-Graphite



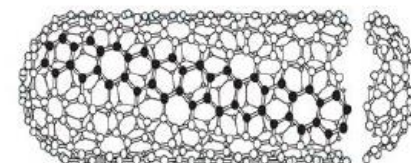
β-Graphite



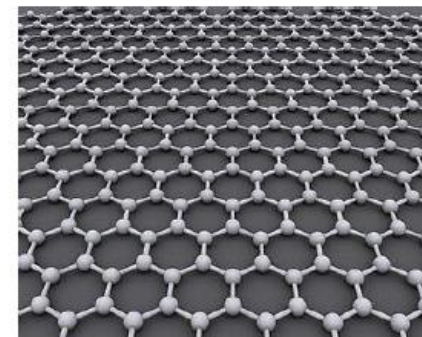
C<sub>70</sub>



C<sub>20</sub>



A carbon nanotube



Graphene

**Property**

**Diamond**

**Graphite**

Density (g cm <sup>-3</sup> )	3.513	2.260
Electrical resistivity (Ωm)	10 <sup>11</sup>	1.375 × 10 <sup>-5</sup>
Standard molar entropy (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )	2.377	5.740
C <sub>p</sub> at 25° C (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )	6.113	8.527
C—C distance (pm)	154.4	141.5 (within layer) 335.4 (between layers)

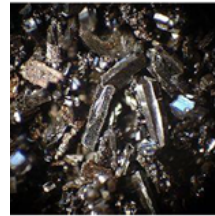
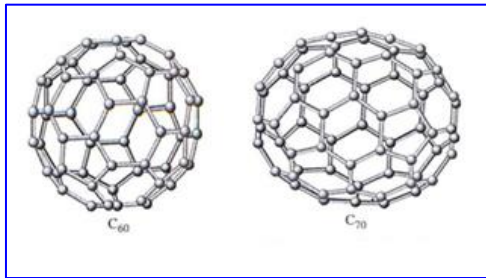
Fullerenes = spherical or tubular C oligomers of 5- and 6 membered rings

- i. Buckminsterfullerene =  $C_{60}$  discovered in 1985 (Nobel Prize)
- ii. Found in nature at meteorite impact sites
- iii.  $C_{70}$ ,  $C_{80}$ , Carbon Nanotubes prepared soon after by Laser vaporization of graphite: Kroto, Curl, Smalley 1996 Nobel Prize in Chemistry
- iv. Easily functionalized and used to trap small molecules
- v. Hard to synthesize in large amounts
- vi. Non-fullerene  $-C-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-$  also identified in nature

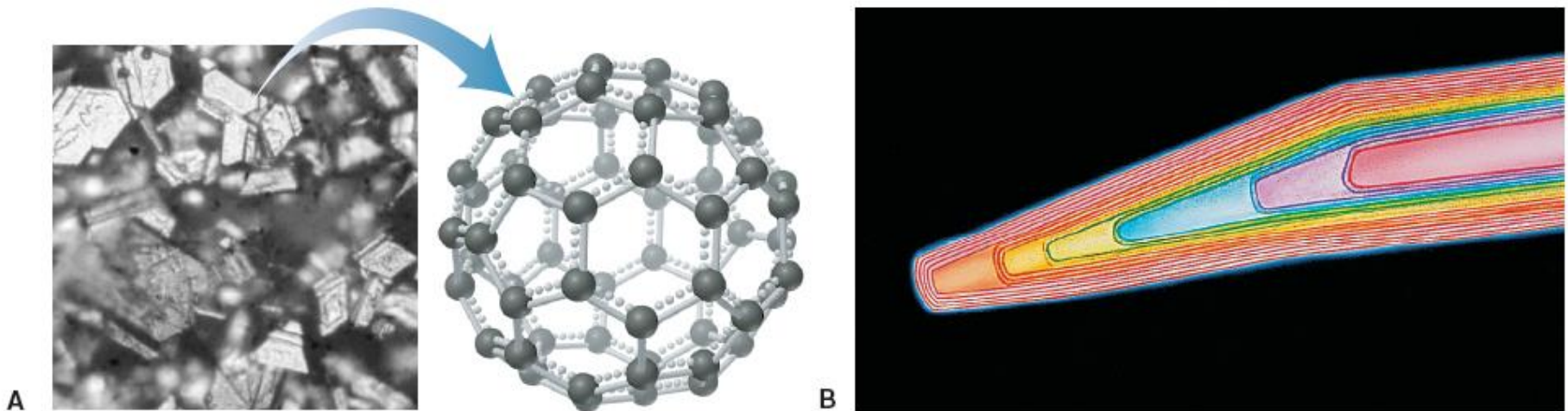
Graphene: «single layer of carbon», Nobel Prize 2010

Si and Ge also have diamond structures, but much weaker bonds

Ge(mp) = 945 °C while C(mp) = 4100 °C



Crystalline  $C_{60}$



**Figura 14.13** Buckyball e nanotubi. **A.** Sono mostrati cristalli di buckminsterfullerene ( $C_{60}$ ) da cui deriva un modello ball-and-stick (a “sferette e bastoncini”). La madre dei fullereni, la “buckyball”, è una molecola a forma di pallone da calcio costituita da 60 atomi di carbonio. **B.** I nanotubi sono singoli tubi o, come è mostrato in questa fotografia (colorata) al microscopio elettronico, tubi concentrici simili a grafite con estremità di fullerene (vedi *Gallery*, Capitolo 10).

Il **carbonio** forma quasi sempre legami covalenti, ma gli elementi più grandi del gruppo formano legami con crescente carattere ionico.

Gli elementi hanno stati di ossidazione multipli. Gli stati di ossidazione **inferiori** diventano predominanti scendendo lungo il gruppo.

Pb e Sn mostrano un maggior carattere metallico nei loro stati di ossidazione inferiori.

$\text{SnCl}_2$  e  $\text{PbCl}_2$  sono solidi bianchi, cristallini, altofondenti.

$\text{SnCl}_4$  è un liquido volatile, solubile in benzene.



Il maggiore carattere metallico dello stagno e del piombo nello stato di ossidazione inferiore. I metalli con più di uno stato di ossidazione presentano un comportamento più metallico nello stato di ossidazione inferiore. I cloruri di stagno(II) e di piombo(II) sono solidi cristallini bianchi. Per contro, i cloruri di stagno(IV) e piombo(IV) sono liquidi volatili, la qual cosa indica la presenza di molecole singole.

## *Ossidi del carbonio*

Il carbonio forma due ossidi gassosi molto diffusi, CO e CO<sub>2</sub>. Gli altri elementi del Gruppo 4A(14) formano ossidi solidi covalenti reticolari o ionici.

### **Carbon Monoxide :C≡O:**

- i. Stable carbon with only 3 bonds
- ii. Toxic gas byproduct of combustion; takes place of O<sub>2</sub> in hemoglobin

### **Carbon Dioxide O=C=O**

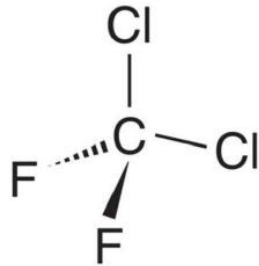
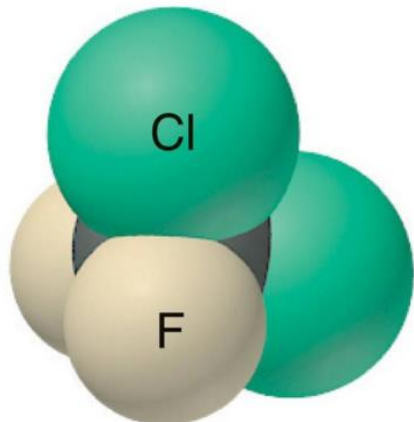
- i. Component of the atmosphere; product of respiration and combustion
- ii. Greenhouse effect = reabsorption of heat bouncing off Earth
- Carbon dioxide concentrations increasing since industrial revolution
- Global Climate change is predicted

Il carbonio si lega con l'ossigeno formando ***carbonati***.

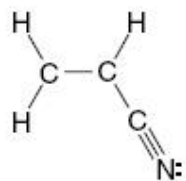


I carbonati metallici, quali  $\text{CaCO}_3$ , sono la principale forma minerale.

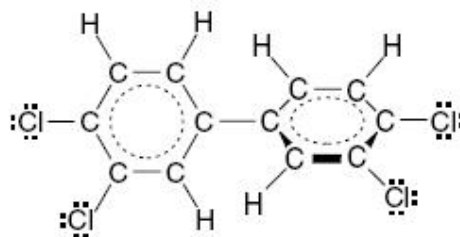
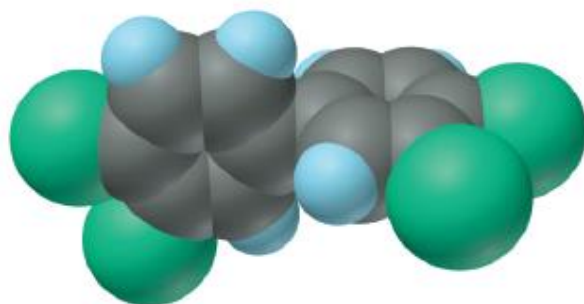
Gli alogenuri di carbonio sono molto usati come solventi.



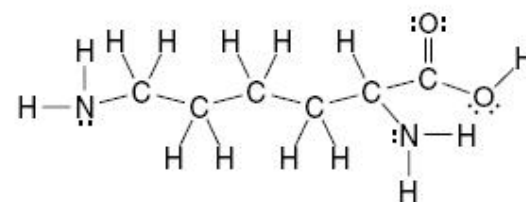
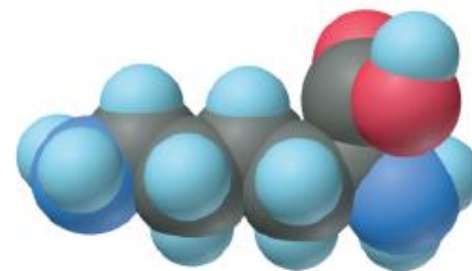
I CFC sono chimicamente e termicamente stabili, atossici e ininfiammabili. Sono eccellenti detergenti per componenti elettronici, fluidi refrigeranti nei frigoriferi e nei condizionatori d'aria, e propellenti nelle bombole aerosol ma si decompongono molto lentamente vicino alla superficie terrestre e si comportano come gas serra. Quando raggiungono la stratosfera, sono bombardati dalle radiazioni UV e si decompongono rilasciando atomi Cl liberi che iniziano reazioni di distruzione dell'ozono.



acrinonitrile



PCB



lisina

**Figura 14.15** Tre dei molti milioni di composti organici noti del carbonio. L'acrinonitrile, un precursore delle fibre acriliche. Il PCB, uno dei bifenili policlorurati. La lisina, uno di circa 20 amminoacidi che sono presenti nelle proteine.

# Silice – $\text{SiO}_2$

## $\text{SiO}_2$

- Duro, resistente, trasparente alla luce visibile e UV.
- Inerte chimicamente.
- Reagisce con alcali a caldo:  $\text{SiO}_2(\text{s}) + 2 \text{NaOH}(\text{l}) \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- Reagisce con HF:  $\text{SiO}_2(\text{s}) + 6\text{HF}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SiF}_6(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$



quarzo



# Silicati e Siliconi

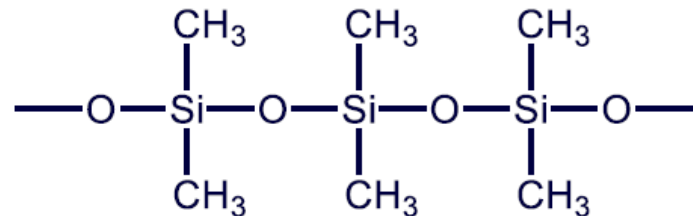
Il silicio si lega all'ossigeno formando unità ripetitive  $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$  che si trovano nei ***silicati*** e nei ***siliconi***.



L'unità costitutiva dei silicati è il gruppo tetraedrico ***ortosilicato***,  $-\text{SiO}_4-$ .

I minerali silicati sono la forma dominante di materia nel mondo non vivente (per es. argilla, sabbia e alcune pietre semi-preziose).

I polimeri siliconici sono sostanze artificiali costituite da atomi Si e O alternati. Sono polimeri sintetici che hanno molte applicazioni.

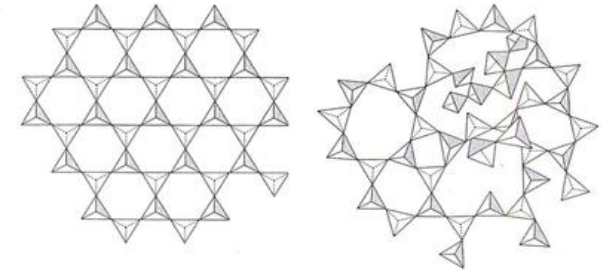


## Silice, Silicati e vetri

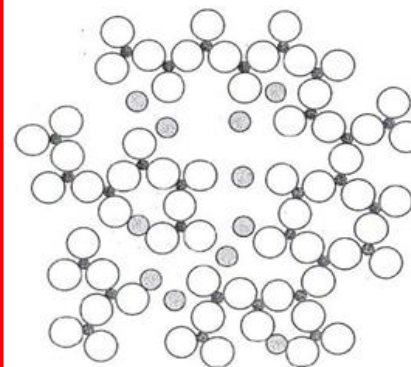
La **silice** e molti **silicati** cristallizzano lentamente e, raffreddando la fusione a velocità appropriata, si possono ottenere **solidi amorfi**, i **vetri**. Come per i liquidi, la struttura è ordinata entro distanze di pochi intervalli interatomici. A differenza dei liquidi, però, la loro **viscosità** è elevatissima, e sotto molti aspetti essi si comportano come solidi.

La **composizione** dei vetri ai silicati incide fortemente sulle loro **proprietà fisiche**.

Il quarzo fuso ( $\text{SiO}_2$  amorfa), si ammorbidisce intorno ai  $1600^\circ \text{C}$ , il vetro al borosilicato (con ossido di boro) si ammorbidisce a circa  $800^\circ \text{C}$ , e il vetro cristallo (che contiene ossidi di piombo ed è fortemente rifrangente) a temperature ancora più basse. Tutto ciò dipende dal fatto che i responsabili della rigidità dell'intelaiatura sono i **ponti Si-O-Si**. Quando si incorporano ossidi basici come  $\text{Na}_2\text{O}$  e  $\text{CaO}$ , essi reagiscono con  $\text{SiO}_2$  fusa e trasformano i ponti Si-O-Si in gruppi Si-O terminali, abbassando con ciò la temperatura di ammorbidimento.



Schematic structure of crystalline (left) and amorphous silica (right). In the crystalline forms of silica the  $[\text{SiO}_4]$  tetrahedra (the silicon atoms are located in the center of the tetrahedra, and the oxygen atoms at the vertices) are regularly arranged. There is no long-range order in the amorphous form.



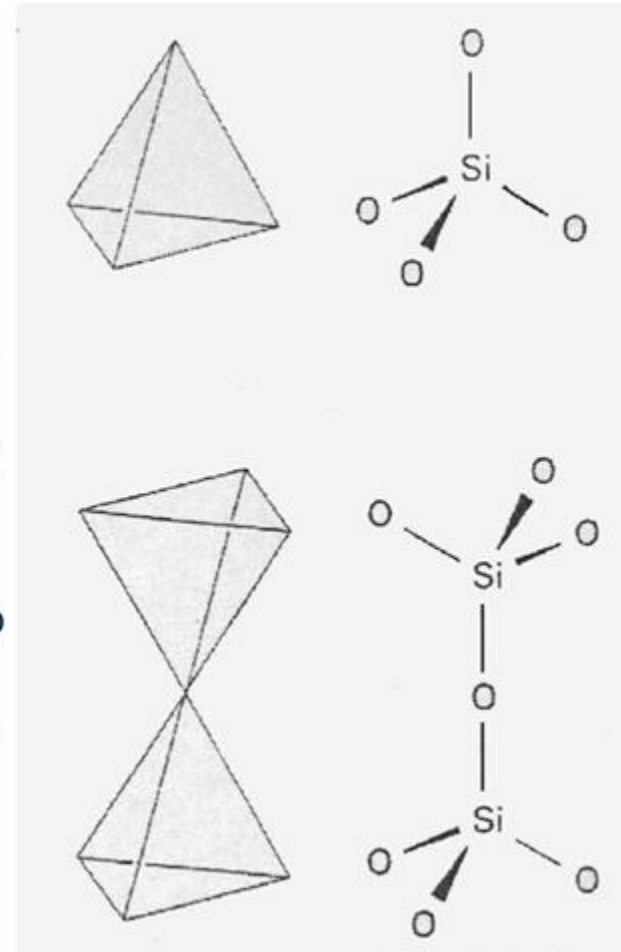
Schematic two-dimensional drawing of the structure of a silicate glass. The fourth oxygen atom of each  $[\text{SiO}_4]$  tetrahedron positioned above or below the silicon atom is not drawn for clarity.

# Silicati

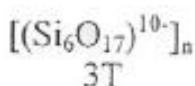
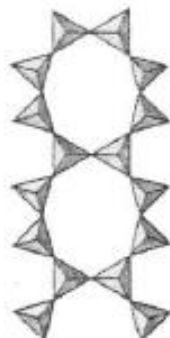
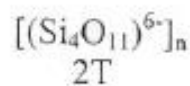
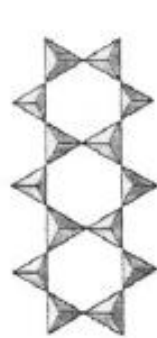
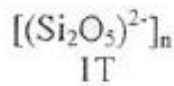
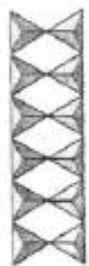
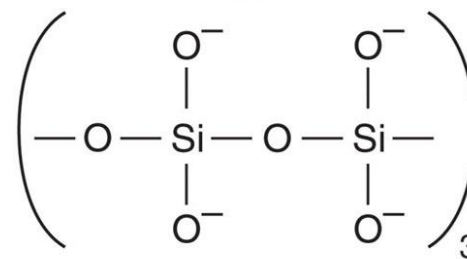
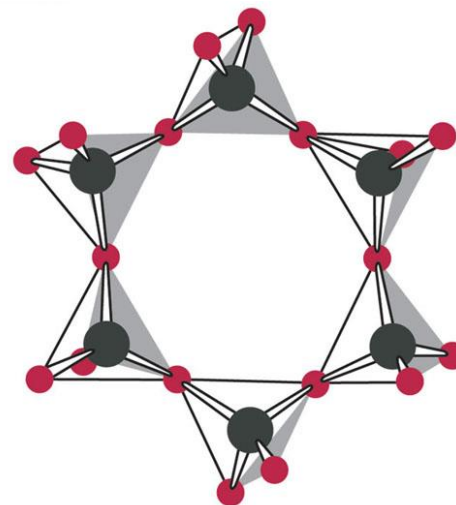
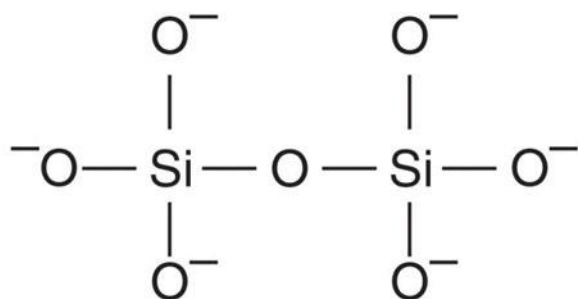
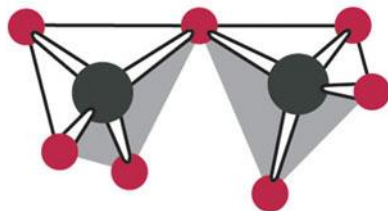
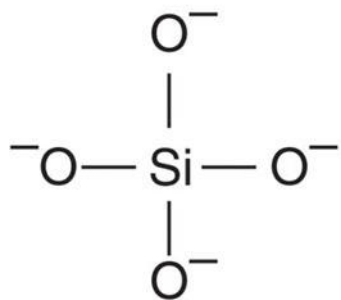
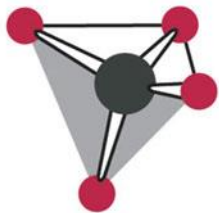
La grande **affinità** del silicio per l'ossigeno spiega l'esistenza di una grande varietà di **silicati** e **composti Si/O** sintetici, che sono importanti in mineralogia, nei processi industriali e in laboratorio.

⇒ Nella grande maggioranza dei silicati si riscontra il Si in **coordinazione tetraedrica**.

Le complicate strutture si razionalizzano meglio disegnando l'unità **SiO<sub>4</sub> come tetraedro** (Si al centro e O ai vertici). In generale questi tetraedri condividono i vertici e (più raramente) gli spigoli o le facce.



# Strutture degli anioni silicato in alcuni minerali



# Minerali silicatici

RY GALLERY GALLERY GALLERY

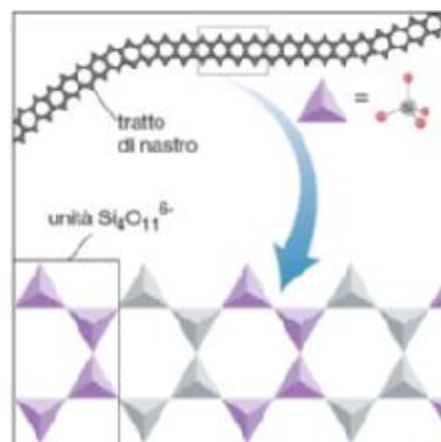
Amianto

I silicati e i siliconi illustrano elegantemente come l'organizzazione a livello molecolare si manifesta nelle proprietà delle sostanze macroscopiche. È interessante che entrambi questi tipi di materiali presentino le stesse tre classi strutturali: catene, strati e impalcature.

## Minerali silicatici

### Silicati a catene di tetraedri (inosilicati)

La più semplice classe strutturale di silicati si ha quando ciascuna unità tetraedrica  $\text{SiO}_4$  condivide due dei suoi vertici O con altre unità  $\text{SiO}_4$ , formando una catena. Due catene possono legarsi lateralmente per formare un nastro; il nastro più comune ha unità  $\text{Si}_4\text{O}_{11}^{6-}$  ripetute. Ioni metallici legano tra loro i nastri polianionici per formare strati neutri. Fra gli strati si esercitano soltanto forze intermolecolari deboli e il materiale si presenta in filamenti fibrosi, come nella famiglia dei minerali di amianto.



### Silicati a strati di tetraedri (fillosilicati)

La successiva classe strutturale di silicati si ha quando ciascuna unità tetraedrica  $\text{SiO}_4$  condivide tre dei suoi quattro vertici O con altre unità  $\text{SiO}_4$  per formare uno strato (o foglio); si formano doppi strati quando il quarto O è condiviso con un altro strato. Nel talco, il minerale più tenero, gli strati interagiscono mediante forze deboli; perciò, la polvere di talco dà al tatto una sensazione di scivolosità. Se Al sostituisce una parte di Si, o se strati di  $\text{Al}(\text{OH})_3$  si interfogliano con strati di silicati, ne risulta un alluminosilicato, come la caolinite. Differenti sostituzioni e/o interstratificazioni di ioni danno le miche. Nella muscovite, una mica, gli ioni giacciono tra doppi strati di alluminosilicato. La mica si sfalda quando vengono sopraffatte le attrazioni ioniche.



- anfiboli (o asbesti) 2T, che comprendono gli «amianti».
- Gli amianti possiedono molte qualità pregevoli dal punto di vista industriale (sono fibrosi e possono essere tessuti, ma le loro particelle più fini vanno in sospensione nell'aria, e i lavoratori che manipolano il minerale sono soggetti a una degenerazione del tessuto dei polmoni che si può manifestare anche dopo molti anni dall'assunzione

## AMIANTI



Crisotilo



Actinolite



Amosite



Antofillite



Crocidolite



Tremolite

# Alluminosilicati

Sono specie in cui **alcuni atomi di Al** sostituiscono atomi di Si.

Gli **alluminosilicati** sono in gran parte responsabili della grandissima **varietà del mondo minerale**.

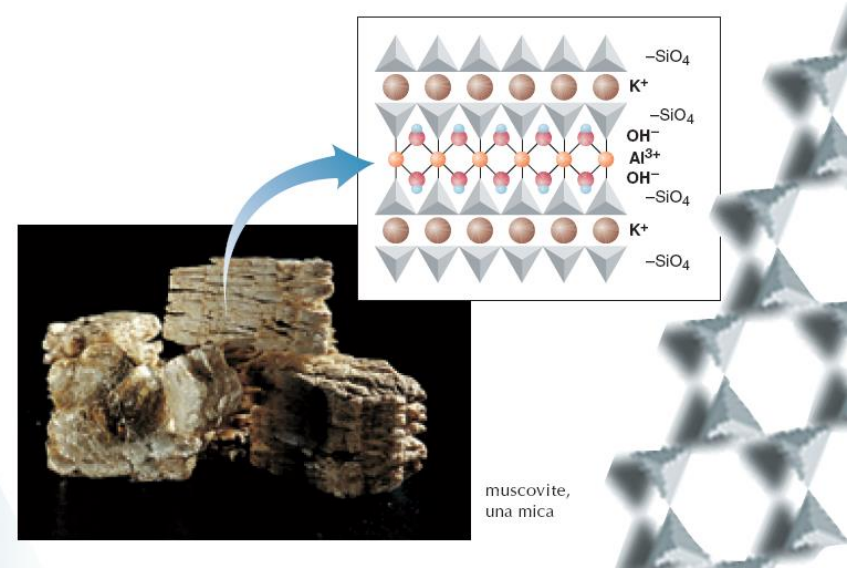
Poiché l'alluminio è presente come Al(III), la sua sostituzione di un Si(IV) aggiunge un'unità alla carica **negativa complessiva**. Per ciascun atomo di Al introdotto al posto di Si, occorre un ulteriore catione, quale  $H^+$ ,  $Na^+$  o  $\frac{1}{2}Ca^{2+}$ . Questi cationi in più determinano un effetto profondo sulle **proprietà dei materiali**.

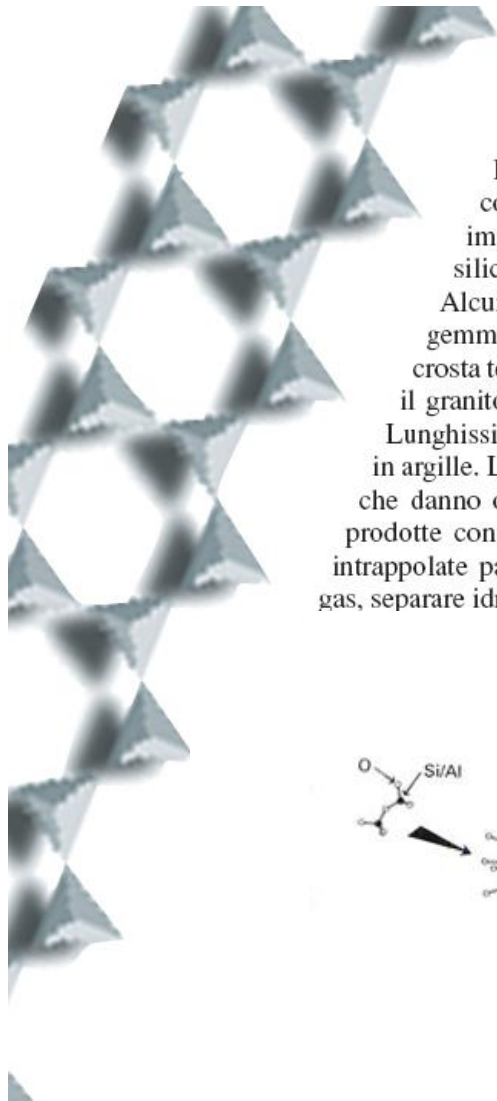
## Alluminosilicati a strati

Molti minerali importanti sono varietà di alluminosilicati **stratificati (fillosilicati)**, contenenti anche metalli quali Mg, Li e Fe: fra di essi le **argille**, il **talco** e varie **miche**.

⇒ Una classe di alluminosilicati è costituita dalla ripetizione di **un solo strato** di silicato, di composizione  $[(Si_2O_5)^{2-}]_n$  con un O terminale per Si. Questo strato interagisce con l'O terminale (che funge da ponte per due metalli M) c di unità ottaedriche  $[MO_6]$ .

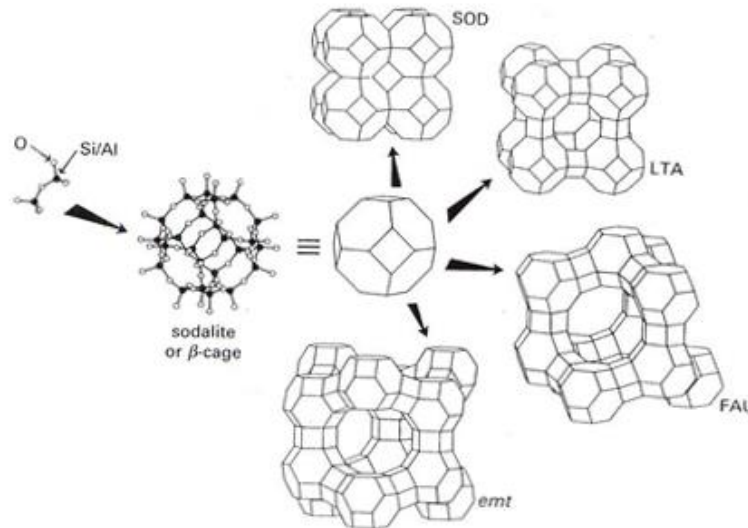
Una classe più vasta di alluminosilicati contiene ioni  $Al^{3+}$  disposti in sandw di silicato. Un esempio è la **pirofillite**,  $Al_2(OH)_2Si_4O_{10}$ . Il minerale **talco**,  $Mg_3(OH)_2Si_4O_{10}$ , si ha quando due ioni  $Al^{3+}$  vengono sostituiti da tre  $Mg^{2+}$  i ottaedrici. Nel talco (come nella pirofillite) gli strati sono neutri e, di conse talco si fende facilmente.



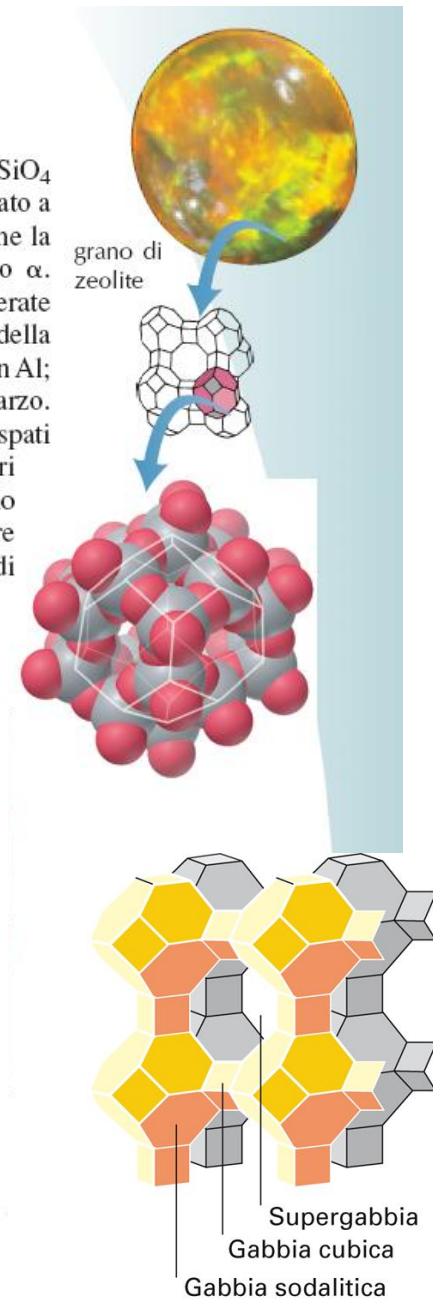


### Silicati a impalcature tridimensionali di tetraedri (tectosilicati)

L'ultima classe strutturale di silicati si ha quando unità  $\text{SiO}_4$  condividono tutti e quattro i vertici O per formare un silicato a impalcature tridimensionali di tetraedri (tectosilicato), come la silice ( $\text{SiO}_2$ ), che si presenta molto spesso come quarzo  $\alpha$ . Alcune delle 12 forme cristalline della silice sono considerate gemme semipreziose. I feldspati, che costituiscono il 60% della crosta terrestre, si formano quando una parte di Si è sostituita con Al; il granito è costituito da microcristalli di feldspato, mica e quarzo. Lunghissimi periodi di degradazione meteorica convertono i feldspati in argille. Le zeoliti hanno strutture tridimensionali aperte di poliedri che danno origine a minuscole gallerie. Le zeoliti sintetiche sono prodotte con cavità di specifiche dimensioni in cui possono essere intrappolate particolari molecole; sono usate per essiccare miscele di gas, separare idrocarburi e preparare catalizzatori.



The figurative construction of four different zeolite frameworks that contain sodalite or  $\beta$ -cages (truncated octahedra). A pair of  $\text{TO}_4$  tetrahedra sharing one vertex is linked into a single sodalite cage. In a less cluttered representation, the oxygen atoms are omitted and the cage is drawn as straight lines connecting the tetrahedral (T) sites (with hidden lines removed). The sodalite cage unit is found in the SOD, LTA, and FAU frameworks. The *emt* framework is a hexagonal variant of FAU that occurs in EMC-2 and to a limited extent in zeolite ZSM-20<sup>21</sup>.





# Siliconi

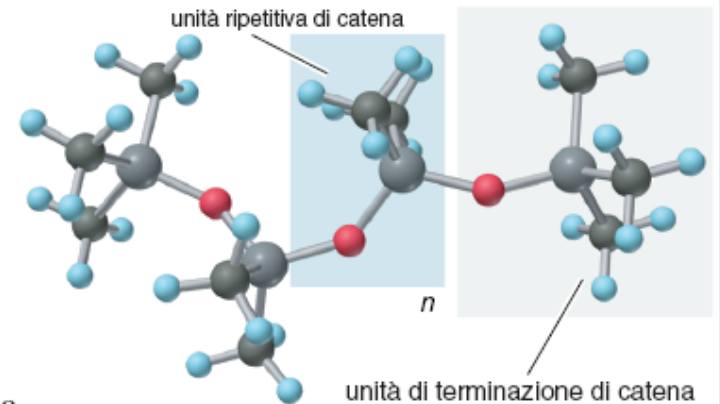
## Polimeri siliconici

### Chimica dei polimeri

La progettazione, la sintesi e la produzione di polimeri costituiscono una delle più grandi branche della chimica moderna, di cui si occupa quasi la metà di tutti i chimici industriali e ingegneri chimici. Un'importante branca della chimica dei polimeri è dedicata allo studio delle proprietà e degli innumerevoli impieghi dei siliconi.

### Siliconi a catena

La più semplice classe strutturale di siliconi è costituita dalla catena polidimetilsilossano, in cui ciascuna unità  $(\text{CH}_3)_2\text{Si}(\text{OH})_2$  usa entrambi i gruppi OH per legarsi ad altre due unità. Per controllare la lunghezza della catena si aggiunge un composto di terminazione di catena con un terzo gruppo organico, quale  $(\text{CH}_3)_3\text{SiOH}$ . Questi polimeri sono liquidi oleosi non reattivi, con alta viscosità e bassa tensione superficiale. Sono utilizzati come oli idraulici e lubrificanti, come agenti antischiumogeni per la frittura delle patatine, e come componenti degli oli abbronzanti, dei polish per carrozzerie di automobile, dei farmaci digestivi e dei cosmetici.

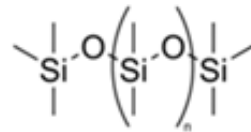


### Siliconi a strati: elastomeri siliconici

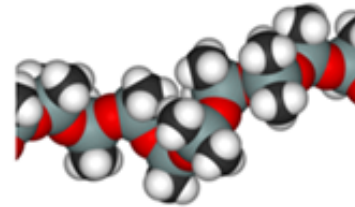
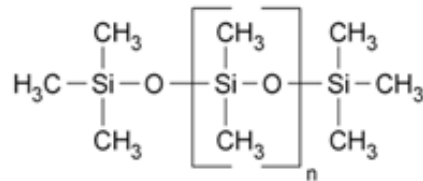
Nella successiva classe di siliconi, è presente un composto quale  $\text{CH}_3\text{Si}(\text{OH})_3$  il cui terzo gruppo OH funge da ponte, reagendo per condensare lateralmente le catene e formare strati gommosi che danno origine a elastomeri (gomme siliconiche), che sono flessibili, elastici e stabili da  $-100\text{ }^\circ\text{C}$  a  $250\text{ }^\circ\text{C}$ . Gli elastomeri siliconici sono impiegati in guarnizioni, rulli, isolamenti di cavi elettrici, tute spaziali, lenti a contatto e protesi dentarie.

### Siliconi a impalcature: resine siliconiche

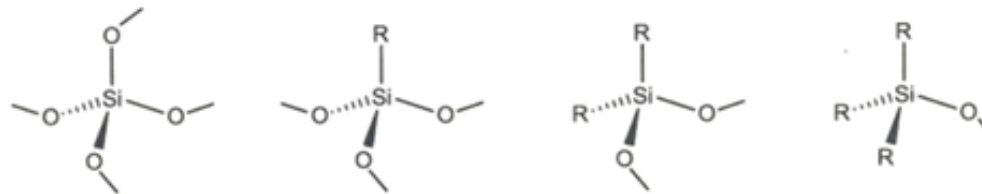
Nell'ultima classe strutturale di siliconi, reazioni che liberano gruppi OH e al tempo stesso sostituiscono gruppi organici più grandi ad alcuni gruppi  $\text{CH}_3$  interconnettono gli strati per produrre resine termostabili resistenti. Queste resine siliconiche sono usate come lamine isolanti su schede a circuiti stampati e come rivestimenti antiaderenti di tappi di sughero e simili. Gli elastomeri siliconici e le resine siliconiche hanno rivoluzionato la moderna pratica chirurgica fornendo numerose parti che possono essere impiantate in permanenza in un paziente per sostituire quelle danneggiate. Alcune di queste parti sono la cute, le ossa, le articolazioni, i vasi sanguigni e le parti di organi artificiali.



Il polidimetilsilossano (PDMS) o dimetilsilicone, avente due gruppi metilici legati agli atomi di Si, e il componente più importante di questa classe di materiali.



Le caratteristiche strutturali dei silossani sono determinate dal numero di legami Si-O per atomo silicio presenti nelle unità strutturali che costituiscono il silossano:



dove R sono i sostituenti organici (es.: metile, etile, vinile, fenile ecc.) e Si-O- indicano i legami del silicio con la catena silossanica (funzionalità). Il rapporto tra unità di-funzionali e mono-funzionali determina la lunghezza della catena del silossano. Più unità monofunzionali (unità terminali di catena) sono presenti più corte sono le catene polisilossaniche. La presenza di unità trifunzionali e tetrafunzionali determina la formazione di catene ramificate

## Reazioni rappresentative

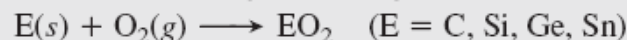
Le reazioni 1 e 2 riguardano tutti gli elementi (E); le reazioni 3÷7 riguardano impieghi industriali dei composti di C e Si.

1. Gli elementi di questo gruppo vengono ossidati dagli alogeni:

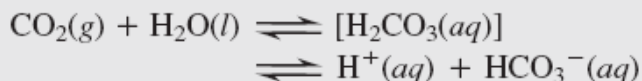


Gli alogenuri +2 sono più stabili nel caso dello stagno e del piombo:  $SnX_2$  e  $PbX_2$ .

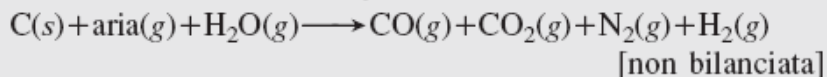
2. Gli elementi di questo gruppo vengono ossidati da  $O_2$ :



Pb forma l'ossido +2,  $PbO$ . Gli ossidi diventano progressivamente più basici dall'alto verso il basso lungo il gruppo. La reazione di  $CO_2$  e  $H_2O$  è la causa della debole acidità delle acque naturali non inquinate:



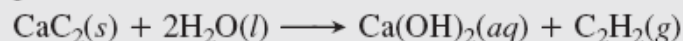
3. L'aria e il vapore acqueo fatti fluire sul coke rovente producono miscele combustibili gassose:



4. Gli idrocarburi reagiscono con  $O_2$  per formare  $CO_2$  e  $H_2O$ . La reazione per il metano può essere utilizzata per generare calore o energia elettrica:



5. Alcuni carburi metallici reagiscono con l'acqua per produrre acetilene:



Il gas è utilizzato per produrre altri composti organici e come combustibile nella saldatura.

6. I freon (clorofluorocarburi) si ottengono fluorurando il tetracloruro di carbonio:

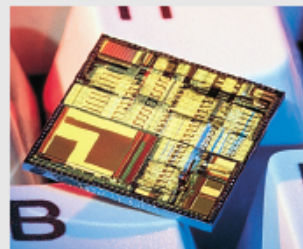


La produzione di triclorofluorometano (freon-11), il principale refrigerante su scala mondiale, è in corso di eliminazione a causa dei suoi effetti fortemente nocivi sull'ambiente (*vedi nota a margine, p. 538*).

7. La silice viene ridotta per formare silicio elementare:



Il silicio grezzo è reso ultrapuro mediante la raffinazione a zone (*vedi Gallery, Capitolo 13*) per la fabbricazione di



microprocessori (chip) per computer (*vedi fotografia*).

microprocessore per computer

## Composti importanti

1. Monossido di carbonio (CO). È usato come combustibile gassoso, come precursore di composti organici e come reagente nella purificazione del nichel. Si forma nei motori a combustione interna, da cui viene emesso nell'aria dove costituisce un inquinante tossico.
2. Diossido di carbonio (CO<sub>2</sub>), comunemente detto anidride carbonica. È il componente dell'atmosfera che le piante fotosintetizzanti utilizzano per produrre carboidrati e O<sub>2</sub>. È il prodotto di ossidazione finale di tutti i combustibili a base di carbonio; il suo aumento nell'atmosfera sta causando il riscaldamento globale (planetario). È utilizzato nell'industria come gas refrigerante, come gas di inertizzazione (sostituzione dell'aria con un gas inerte attorno a un incendio) negli estintori, e come gas effervescente nelle bevande gasate. Viene combinato con NH<sub>3</sub> per formare urea per la produzione di fertilizzanti e materie plastiche.
3. Metano (CH<sub>4</sub>). È usato come combustibile e nella produzione di molti composti organici. È il principale componente del gas naturale. Si forma per decomposizione anaerobica delle piante (gas di palude), per opera di microrganismi nelle termiti e in alcuni mammiferi. Può contribuire al riscaldamento globale (planetario).
4. Diossido di silicio (SiO<sub>2</sub>). Esiste in molte forme amorfe (vetrose) e cristalline, di cui il quarzo è la più comune. È usato

nella produzione del vetro e come materiale di supporto inerte in cromatografia.

5. Carburo di silicio (SiC). Comunemente detto *carborundum*, è un importante abrasivo industriale e un materiale ceramico altamente refrattario per impieghi che richiedono resistenza alle alte temperature.

Può essere drogato per formare un semiconduttore ad alta temperatura di transizione.

6. Composti organostannici (R<sub>4</sub>Sn). Sono usati per stabilizzare il PVC [poli(vinil)cloruro], le materie plastiche (vedi *fotografia*), e per vulcanizzare le gomme siliciche. Sono impiegati come biocida agricolo nella lotta contro gli insetti e i funghi nocivi e le piante infestanti.

7. Piombo tetraetile [(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>)<sub>4</sub>Pb]. Era usato un tempo come additivo (antidettonante) delle benzine per migliorare il rendimento del carburante, ma oggi il suo impiego è proibito perché esso disattiva i convertitori catalitici (marmitte catalitiche) degli autoveicoli. È la principale fonte di piombo come inquinante tossico dell'aria.



# Gruppo 15 – Gruppo dell'azoto

The image shows a periodic table of elements. The elements in Group 15 (the nitrogen group) are highlighted in green and circled in red. These elements are Nitrogen (N), Phosphorus (P), Arsenic (As), Antimony (Sb), and Bismuth (Bi). The table also includes the Lanthanide and Actinide series at the bottom.

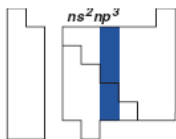
1	2	13	14	15	16	17	18										
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA										
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602																
3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182																
5 Na Sodio 22,98976928	6 Mg Magnesio 24,3050																
7 K Potassio 39,0983	8 Ca Calcio 40,078	9 Sc Scandio 44,955910	10 Ti Titanio 47,887	11 V Vanadio 50,9419	12 Cr Cromo 51,9961	13 Mn Manganese 54,938044	14 Fe Ferro 55,847	15 Co Cobalto 58,933200	16 Ni Nichel 58,6934	17 Cu Rame 63,546	18 Zn Zinco 65,409	19 Ga Gallio 69,723	20 Ge Germanio 72,630	21 As Arsenico 74,92160	22 Se Selenio 78,9718	23 Br Bromo 79,904	24 Kr Kripton 83,798
25 Rb Rubidio 85,4678	26 Sr Stronzio 87,62	27 Y Ittrio 88,90584	28 Zr Zirconio 91,224	29 Nb Niobio 92,90638	30 Mo Molibdeno 95,94	31 Tc Technetio 98,90625	32 Ru Rutenio 101,07	33 Rh Rodio 102,90550	34 Pd Palladio 106,42	35 Ag Argento 107,8682	36 Cd Cadmio 112,411	37 In Indio 114,818	38 Sn Stagno 118,710	39 Sb Stibio 121,757	40 Te Tellurio 127,603	41 I Iodio 126,90547	42 Xe Xenone 131,29
43 Cs Cesio 132,90545	44 Ba Bario 137,327	45 La Lantanio 138,90547	46 Hf Hafnio 178,49	47 Ta Tantalio 180,94788	48 W Tungsteno 183,84	49 Re Reniio 186,207	50 Os Osmio 190,23	51 Ir Iridio 192,222	52 Pt Platino 195,084	53 Au Oro 196,96657	54 Hg Mercurio 200,59	55 Tl Tallio 204,3833	56 Pb Piombo 207,2	57 Bi Bismuto 208,9804	58 Po Polonio 209	59 At Astatina 210	60 Rn Radone 222
61 Fr Francio 223	62 Ra Raffaello 226	63 Ac Attinio 227	64 Th Torio 232,0377	65 Pa Protattinio 231,03688	66 U Uranio 238,02891	67 Np Neptunio 237	68 Pu Plutonio 244	69 Am Americio 243	70 Cm Curcio 247	71 Bk Berkelio 247	72 Cf Californio 251	73 Es Einsteinio 252	74 Fm Fermio 257	75 Md Mendelevio 258	76 No Nobelio 259	77 Lr Lawrencio 262	

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Fonte: <http://www.chemicalelements.com/>






**LEGENDA**

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni



GRUPPO 5A(15)

**RITRATTO DI FAMIGLIA Gruppo 5A(15): la famiglia dell'azoto**

<p>7 <b>N</b> 14.01 <math>2s^2 2p^3</math> (-3, +5, +4, +3, +2, +1)</p> 
<p>15 <b>P</b> 30.97 <math>3s^2 3p^3</math> (-3, +5, +3)</p> 
<p>33 <b>As</b> 74.92 <math>4s^2 4p^3</math> (-3, +5, +3)</p> 
<p>51 <b>Sb</b> 121.8 <math>5s^2 5p^3</math> (-3, +5, +3)</p> 
<p>83 <b>Bi</b> 209.0 <math>6s^2 6p^3</math> (+3)</p> 

Atomic radius (pm)

Ionic radius (pm)

N  
75



$N^{3-}$   
146

P  
110



$P^{3-}$   
212

As  
120



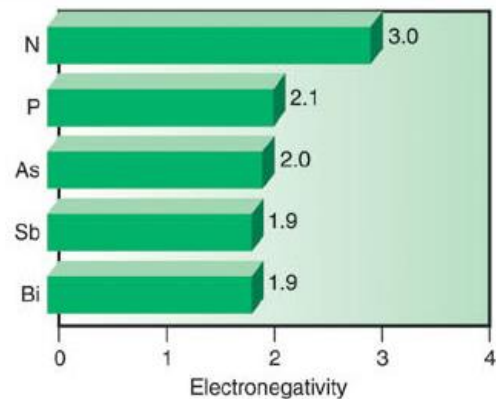
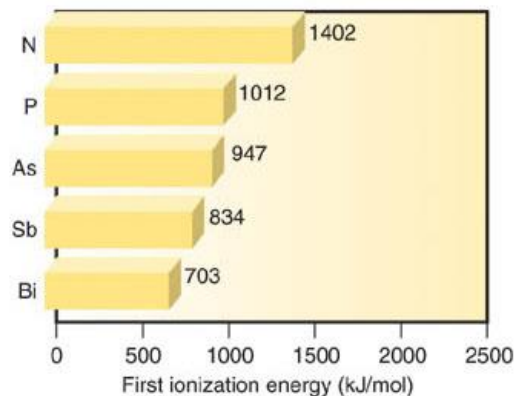
Sb  
140



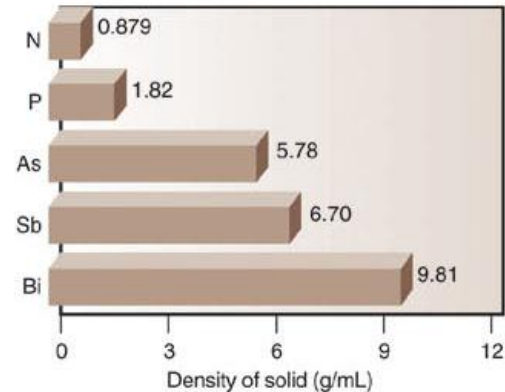
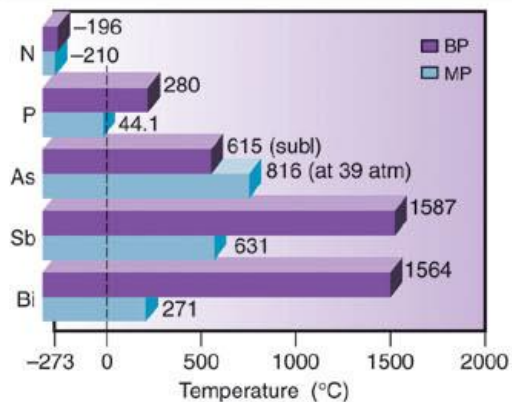
Bi  
150



$Bi^{3+}$   
103



*Proprietà atomiche*



*Proprietà fisiche*

- N acquista 3 elettroni per formare l'anione  $N^{3-}$ , ma solo nei composti con metalli attivi.
- Gli elementi più pesanti nel Gruppo sono **metallici** e **perdono** elettroni per formare cationi.
- Scendendo lungo il Gruppo, gli ossidi passano da acidi, ad anfoteri a basici.
- Tutti gli elementi del Gruppo 5A (15) formano idruri gassosi di formula  $EH_3$ .

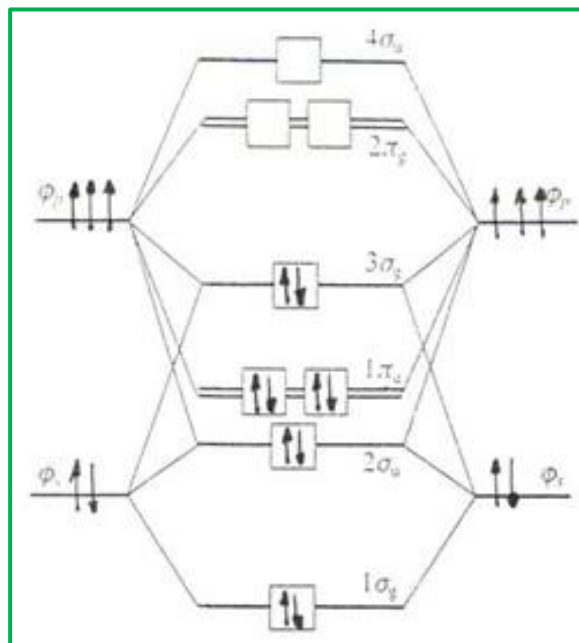
- **Azoto:** gas biatomico ( $N_2$ ) tra cui esistono forze intermolecolari di dispersione molto deboli e dunque con punto di ebollizione molto basso. *Isolated from air in 1772 by Rutherford, Cavendish, and Scheele.*
- **Fosforo:** la forma più comune è quella di molecole  $P_4$ . Le forze di dispersione sono di entità maggiore rispetto a quelle in  $N_2$ .
- **Arsenico:** è costituito da strati estesi, corrugati, in cui ciascun atomo As è legato covalentemente ad altri tre atomi e forma interazioni di non legame con tre vicini più prossimi in strati adiacenti. Ha la temperatura di fusione più alta del Gruppo a causa dell'esistenza del reticolo covalente.
- **Antimonio:** è costituito da un reticolo covalente.
- **Bismuto:** ha legami metallici. La sua temperatura di fusione è inferiore a quella di As o Sb. E' l'elemento più pesante non radioattivo



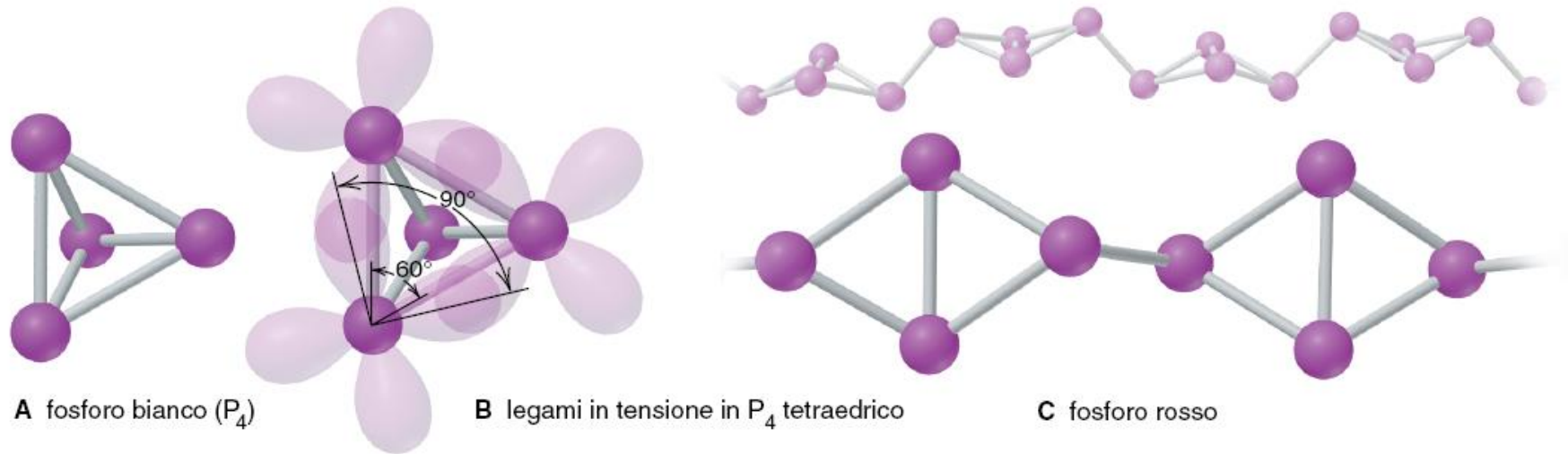
## La molecola dell'azoto $N_2$

- Molecola  $N_2$  con un legame triplo è molto forte (941.7 kJ/mol)
- Inerzia chimica: reagisce a T ambiente solo con Li per dare  $Li_3N$ . La reazione diretta con gli altri elementi avviene solo a T elevate o in presenza di catalizzatori

L'inerzia è dovuta alla forza del triplo legame, che rende la molecola resistente ai processi redox



# Gli allotropi del fosforo elementare



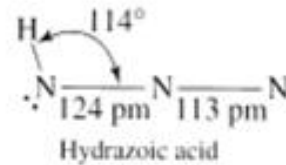
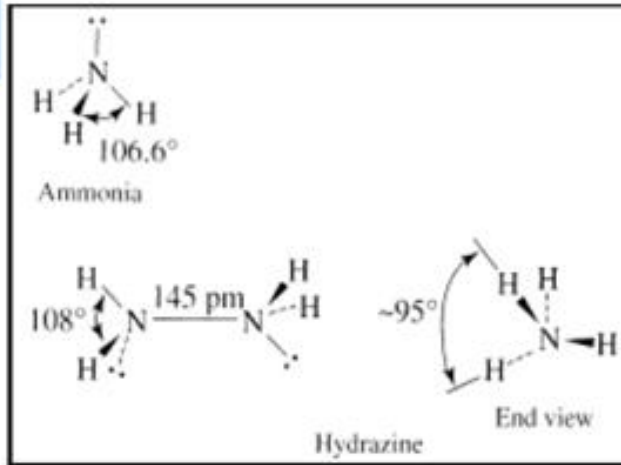
**Figura 14.19** Due allotropi del fosforo. **A.** Il fosforo bianco esiste sotto forma di molecole  $P_4$  individuali, in cui i legami P—P formano gli spigoli di un tetraedro. **B.** La reattività di  $P_4$  è attribuita in parte alla tensione dei legami derivante dal fatto che in  $P_4$  tetraedrico gli angoli di legame sono uguali a  $60^\circ$ , mentre gli angoli tra gli orbitali  $3p$  di un atomo P isolato sono uguali a  $90^\circ$ . È importante notare che la sovrapposizione degli orbitali  $3p$  è diminuita perché essi non si incontrano estremità con estremità (nella figura la sovrapposizione è mostrata soltanto per tre dei legami P—P), il che facilita la rottura dei legami. **C.** Nel fosforo rosso uno dei legami P—P del fosforo bianco si è rotto e i tetraedri si legano formando lunghe catene. Le coppie solitarie (non rappresentate) risiedono in orbitali  $s$  in entrambi gli allotropi.



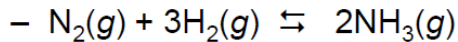
# Azoto: composti con H

$\text{NH}_3$ : from the elements  $\text{N}_2$  &  $\text{H}_2$   
elegant prep.: Nitrogenase  
poor attempt: Haber-Bosch

fertilizers & explosives  
synthetic fibers, e.g.,  
nylon, polyurethanes  
organic & inorg. synth.  
non-aq. ionizing solvent



L'azoto viene "fissato" industrialmente nel processo Haber:



Hydrazine in a 70% solution is used to power the EPU (Emergency Power Unit) on the F-16 fighter plane.







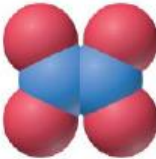
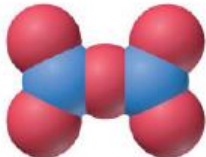
## *Gli alogenuri*

- Gli alogenuri si formano per combinazione diretta degli elementi:
  - $2E(s) + 3X_2 \rightarrow 2EX_3$  (E = tutti eccetto N)
  - $EX_3 + X_2 \rightarrow EX_5$  (E = tutti eccetto N e Bi con X = F e Cl; E = P per X = Br)

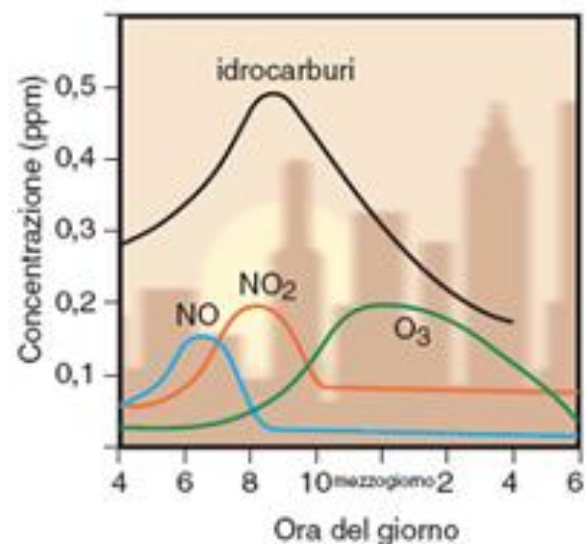
## Ossidi di azoto

- L'azoto forma sei ossidi stabili.  $\Delta H_f$  è **positivo** per tutti a causa della grande forza del triplo 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 passaggio nella sintesi dell'acido nitrico.
- NO si trasforma termicamente in altri due ossidi:
$$3NO(g) \xrightarrow{\Delta} N_2O(g) + NO_2(g)$$
  - Questo tipo di reazione redox si chiama **disproporzione**.
- $NO_2$  è uno dei componenti dello smog fotochimico.

# Strutture e proprietà degli ossidi di azoto

Formula	Nome	Modello space filling	Struttura di Lewis	Stato di ossidazione di N	$\Delta H_f^0$ (kJ/mol) a 298 K	Commento
N <sub>2</sub> O	monossido di diazoto (ossido di diazoto, ossido nitroso)		$\text{:N}\equiv\text{N}-\ddot{\text{O}}:$	+1 (0, +2)	82,0	gas incolore; usato come anestetico odontoiatrico ("gas esilarante") e come propellente degli aerosol
NO	monossido di azoto (ossido di azoto, ossido nitrico)		$\text{:}\dot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}:$	+2	90,3	gas incolore paramagnetico; messaggero biochimico; inquinante dell'aria
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	triossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagdown \\ \text{N} \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\   \\ \text{N} \\ \diagdown \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \end{array}$	+3 (+2, +4)	83,7	gas di colore bruno rossastro; si dissocia reversibilmente in NO e NO <sub>2</sub>
NO <sub>2</sub>	diossido di azoto		$\text{:}\ddot{\text{O}}:\text{N}=\ddot{\text{O}}:$	+4	33,2	gas paramagnetico, di colore bruno arancio, formato durante la produzione di HNO <sub>3</sub> ; inquinante tossico dell'aria
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	tetrossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagdown \\ \text{N} \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\   \\ \text{N} \\ \diagdown \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \end{array}$	+4	9,16	liquido da incolore a giallo; si dissocia reversibilmente in NO <sub>2</sub>
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	pentossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagdown \\ \text{N} \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\   \\ \text{O} \\   \\ \text{N} \\ \diagdown \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \\ \diagup \\ \text{:}\ddot{\text{O}}: \end{array}$	+5	11,3	solido incolore, volatile, costituito da NO <sub>2</sub> <sup>+</sup> e NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> ; il gas è costituito da molecole N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>

**Formazione dello smog fotochimico.** Le concentrazioni atmosferiche localizzate dei componenti precursori dello smog variano durante il giorno. Nel traffico del primo mattino, le concentrazioni di NO e idrocarburi aumentano a causa delle emissioni delle automobili; a ciò fa seguito l'aumento delle concentrazioni di NO<sub>2</sub> quando NO reagisce con l'aria. La concentrazione di ozono raggiunge il massimo più tardi quando NO<sub>2</sub> si dissocia per effetto dell'aumento dell'intensità della radiazione solare e rilascia atomi O che reagiscono con O<sub>2</sub>. A metà pomeriggio sono presenti tutti i componenti per la produzione di perossiacilnitrati (PAN) e si forma lo smog fotochimico.



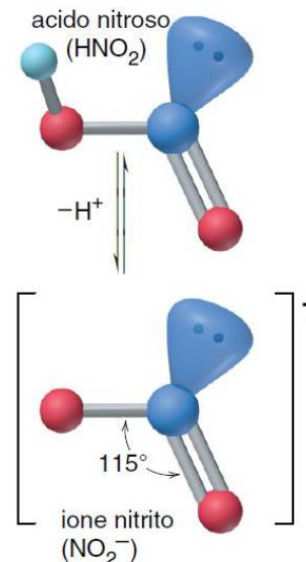
## *Gli ossiacidi*

- Gli ossiacidi si formano a partire dagli alogenuri in una reazione con acqua:
- $EX_3 + 3H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3EO_{3(aq)} + 3HX_{(aq)}$  (E = tutti eccetto N)
- $EX_5 + 4H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3EO_{4(aq)} + 5HX_{(aq)}$  (E = tutti eccetto N e Bi)

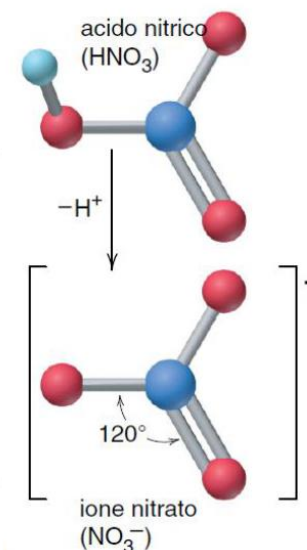


## Ossiacidi e ossoanioni di azoto

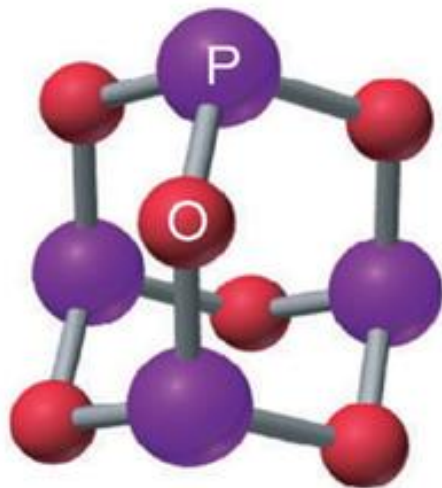
- L'**acido nitrico** ( $\text{HNO}_3$ ) viene prodotto con il processo Ostwald:
  - Il terzo passaggio è:  $3\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}(g)$
- L'acido nitrico è un acido forte e un forte ossidante.
- Lo ione nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ) è un agente ossidante.
  - Tutti i nitrati sono solubili in acqua.
- L'**acido nitroso** ( $\text{HNO}_2$ ) è un acido molto più debole dell'acido nitrico.
  - In generale, per gli ossiacidi, maggiore è il numero di atomi di O legati al non metallo centrale, più forte è l'acido.



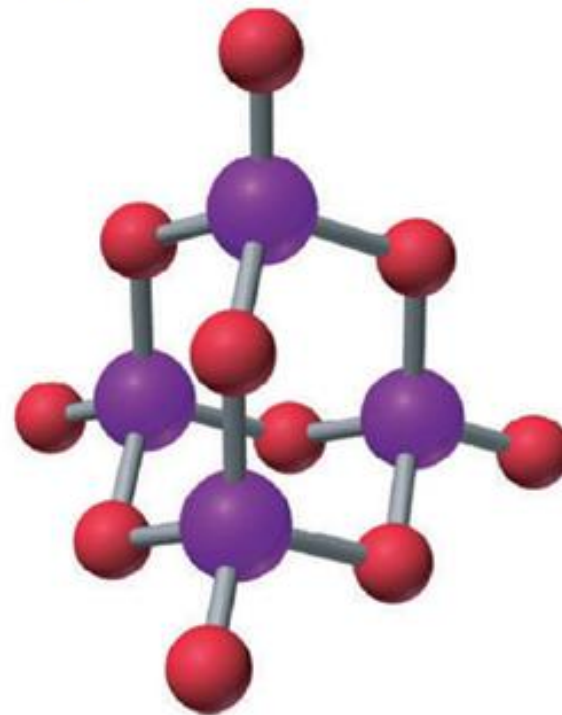
Strutture dell'acido nitrico e dell'acido nitroso e dei loro ossoanioni. A. L'acido nitrico perde un protone ( $\text{H}^+$ ) per formare lo ione nitrato planare trigonale (è mostrata una di tre forme di risonanza). B. L'acido nitroso, un acido molto più debole, forma lo ione nitrito planare. Si noti l'effetto della coppia solitaria dell'azoto (le coppie solitarie sugli atomi di ossigeno non sono rappresentate) nel ridurre l'angolo di legame ideale da  $120^\circ$  a  $115^\circ$  (è mostrata una di due forme di risonanza).



## Ossidi importanti del fosforo



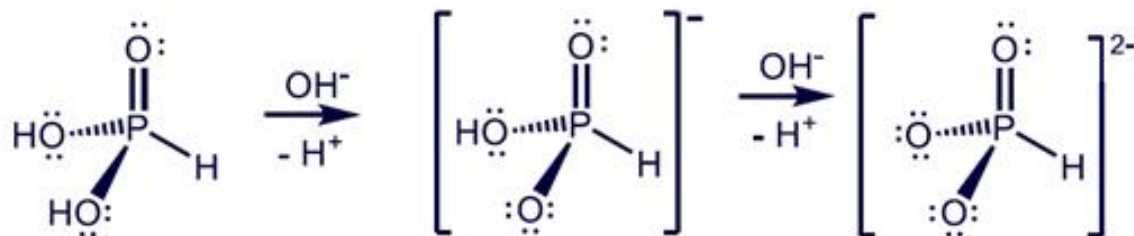
In  $P_4O_6$  il P è nello stato di ossidazione +3.



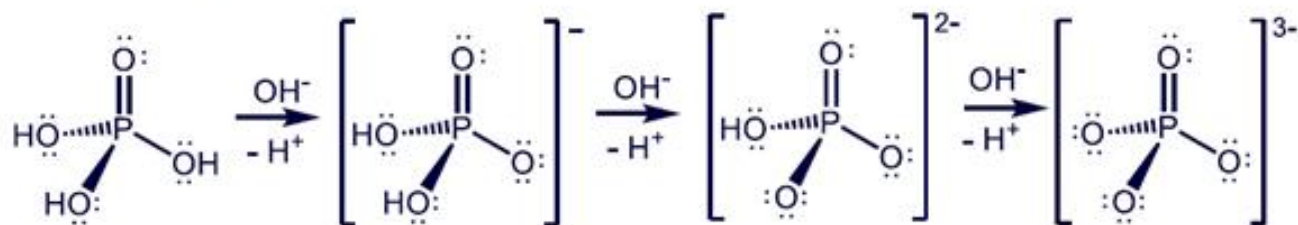
In  $P_4O_{10}$  il P è nello stato di ossidazione +5.

Questo composto è un forte agente essiccante

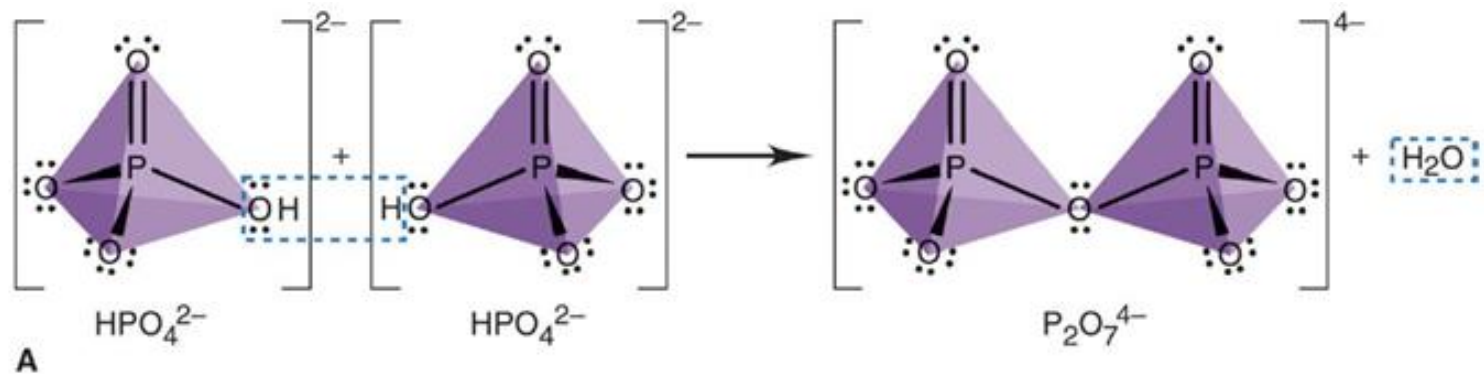
## Ossiacidi del fosforo



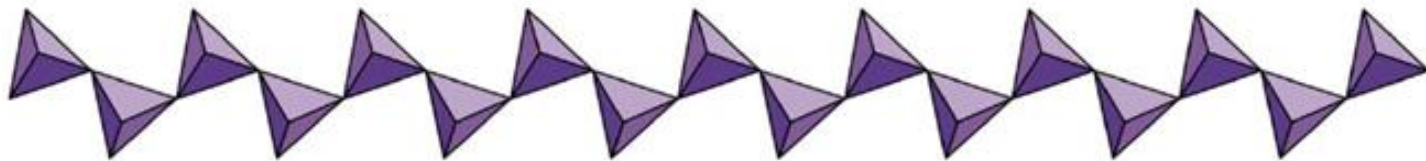
$\text{H}_3\text{PO}_3$  ha solo **due** H acidi; il terzo è legato all'atomo di P centrale e non si dissocia.



$\text{H}_3\text{PO}_4$  ha **tre** H acidi. È un acido debole, ma tutti e tre gli  $\text{H}^+$  reagiscono in soluzione basica per formare l'anione fosfato.



A



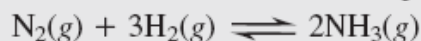
B

Quando due ioni idrogenofosfato subiscono una reazione di disidratazione-condensazione, perdono una molecola d'acqua e si uniscono mediante un atomo O condiviso per formare uno ione difosfato. I polifosfati sono catene di molte di queste unità  $\text{PO}_4$  tetraedriche.

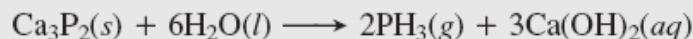
## Reazioni rappresentative

Il comportamento generale del gruppo è mostrato nelle reazioni 1 ÷ 3, mentre la chimica del fosforo è il tema nelle reazioni 4 e 5.

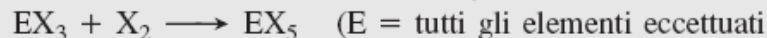
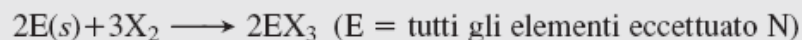
1. L'azoto viene "fissato" industrialmente nel processo Haber:



Ulteriori reazioni convertono  $\text{NH}_3$  in  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$  e  $\text{HNO}_3$  (vedi *Punti salienti della chimica dell'azoto*). Gli idruri di alcuni altri elementi del gruppo si formano a partire da reazioni in acqua (o  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) di un fosfuro, di un arseniuro ecc. di un metallo:



2. Gli alogenuri si formano per combinazione diretta degli elementi:



N e Bi, con  $\text{X} = \text{F}$  e  $\text{Cl}$ ;

$\text{E} = \text{P}$  per  $\text{X} = \text{Br}$ )

3. Gli ossiacidi si formano a partire dagli alogenuri in una reazione con acqua che è comune a molti alogenuri non metallici:



( $\text{E} =$  tutti gli elementi eccettuato N)



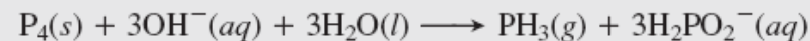
( $\text{E} =$  tutti gli elementi eccettuati N e Bi)

Si noti che il numero di ossidazione di E *non* varia.

4. Gli ioni fosfato si disidratano per formare polifosfati:



5. Quando  $\text{P}_4$  reagisce in soluzione basica, il suo stato di ossidazione diminuisce e aumenta (disproporzione):



Reazioni analoghe sono tipiche di molti non metalli, quali  $\text{S}_8$  e  $\text{X}_2$  (alogeni).

### Composti importanti

1. Ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ). È la prima sostanza che si forma quando  $\text{N}_2$  atmosferico è usato per produrre composti azotati (contenenti N). Ogni anno ne vengono prodotti milioni di tonnellate che vengono impiegati nella produzione di fertilizzanti, esplosivi, rayon e polimeri quali nylon, resine urea-formaldeide e resine acriliche.
2. Idrazina ( $\text{N}_2\text{H}_4$ ) (*vedi nota a margine, p. 543*).
3. Ossido nitrico (NO), diossido di azoto ( $\text{NO}_2$ ) e acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ ). Gli ossidi sono intermedi nella produzione di  $\text{HNO}_3$ . Questo acido è usato nella produzione di fertilizzanti, nylon ed esplosivi e nell'incisione chimica dei metalli (*vedi Punti salienti della chimica dell'azoto*).
4. Amminoacidi [ $\text{H}_3\text{N}^+ - \text{CH}(\text{R}) - \text{COO}^-$  (R = uno di 20 differenti gruppi organici)]. Sono presenti in ogni organismo, sia liberi sia legati tra loro a formare proteine. Sono essenziali per la crescita e la funzione di tutte le cellule. Gli amminoacidi sintetici sono usati come integratori della dieta.
5. Tricloruro di fosforo ( $\text{PCl}_3$ ). È usato per formare molti composti organici del fosforo, comprendenti additivi per oli e combustibili, plastificanti, ritardanti di fiamma e insetticidi. È usato anche per produrre  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{POCl}_3$  e altri importanti composti fosforati (contenenti P).
6. Decaossido di tetrafosforo ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) e acido fosforico ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) (*vedi Punti salienti della chimica del fosforo*).
7. Tripolifosfato di sodio ( $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ ). Quando è usato come addolcitore dell'acqua dura (per esempio, Calgon), si combina con gli ioni  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{Ca}^{2+}$  presenti nell'acqua dura, impedendo loro di reagire con gli anioni presenti nei saponi, e quindi migliora l'azione detergente. Negli Stati Uniti il suo impiego è stato ridotto perché il composto inquina i laghi e i corsi d'acqua causando un'eccessiva crescita di alghe (*vedi fotografia*).



crescita di alghe in un lago inquinato

8. Adenosina trifosfato (ATP) e altri biofosfati. L'ATP è deputato al trasferimento di energia chimica nella cellula; è necessario per tutti i processi biologici endoenergetici (endoergonici). I gruppi fosfato sono presenti negli zuccheri, nei grassi, nelle proteine e negli acidi nucleici.

9. Subsalicilato di bismuto [ $\text{BiO}(\text{C}_7\text{H}_5\text{O}_3)$ ]. È il principio attivo in preparazioni farmaceutiche ampiamente usate contro la diarrea e la nausea.



# Gruppo 16 – Gruppo dell'ossigeno

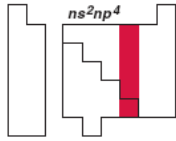
The periodic table below highlights Group 16 (the Oxygen Group) in green. A red circle is drawn around the elements Oxygen (O), Sulfur (S), Selenium (Se), Tellurium (Te), and Polonium (Po) to emphasize the group.

1	2	Nuovo Originale										13	14	15	16	17	18												
IA	IIA	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	IIIA	IVA	V	VIA	VIIA	VIIIA												
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602											7 N Azoto 14,00643	8 O Ossigeno 15,999	9 F Fluoro 18,9984032	10 Ne Neon 20,1797														
3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182											13 Al Alluminio 26,9815386	14 Si Silicio 28,0855	15 P Fosforo 30,973762	16 S Zolfo 32,06	17 Cl Cloro 35,453	18 Ar Argon 39,948												
11 Na Sodio 22,98976928	12 Mg Magnesio 24,305											19 K Potassio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Scandio 44,955910	22 Ti Titanio 47,887	23 V Vanadio 50,9419	24 Cr Cromo 51,9961	25 Mn Manganese 54,938049	26 Fe Ferro 55,847	27 Co Cobalto 58,933200	28 Ni Nichel 58,6934	29 Cu Rame 63,546	30 Zn Zinco 65,409	31 Ga Gallio 69,723	32 Ge Germanio 72,64	33 As Arsenico 74,9216	34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,904	36 Kr Kriptone 83,798
37 Rb Rubidio 85,4678	38 Sr Stronzio 87,62	39 Y Ittrio 88,90584	40 Zr Zirconio 91,224	41 Nb Niobio 92,90638	42 Mo Molibdeno 95,94	43 Tc Technetio 98,9062	44 Ru Rutenio 101,07	45 Rh Rodio 102,90550	46 Pd Palladio 106,42	47 Ag Argento 107,8682	48 Cd Cadmio 112,411	49 In Indio 114,818	50 Sn Stagno 118,710	51 Sb Stibio 121,757	52 Te Tellurio 127,60	53 I Iodio 126,905	54 Xe Xenone 131,29												
55 Cs Cesio 132,90545	56 Ba Bario 137,327	57 to 71										81 Tl Tallio 204,3833	82 Pb Piombo 208,28	83 Bi Bismuto 208,9804	84 Po Polonio 209	85 At Astatina 210	86 Rn Radone 222												
87 Fr Francio 223	88 Ra Raffaello 226	89 to 103										113 Uuh Ununtrium 288	114 Uuq Ununquadio 289	115 Uup Ununpentium 289	116 Uuh Ununsextium 289	117 Uue Ununseptium 289	118 Uuo Ununoctium 289												

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

## LEGENDA

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni



GRUPPO 6A(16)

## RITRATTO DI FAMIGLIA

## Gruppo 6A(16): la famiglia dell'ossigeno

8 <b>O</b> 16.00 $2s^2 2p^4$ (-1, -2)	
16 <b>S</b> 32.07 $3s^2 3p^4$ (-2, +6, +4, +2)	
34 <b>Se</b> 78.96 $4s^2 4p^4$ (-2, +6, +4, +2)	
52 <b>Te</b> 127.6 $5s^2 5p^4$ (-2, +6, +4, +2)	
84 <b>Po</b> (209) $6s^2 6p^4$ (+4, +2)	

Atomic radius (pm)



73

103

119

142

168

Ionic radius (pm)



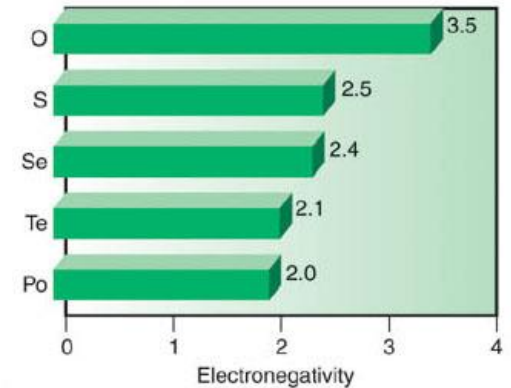
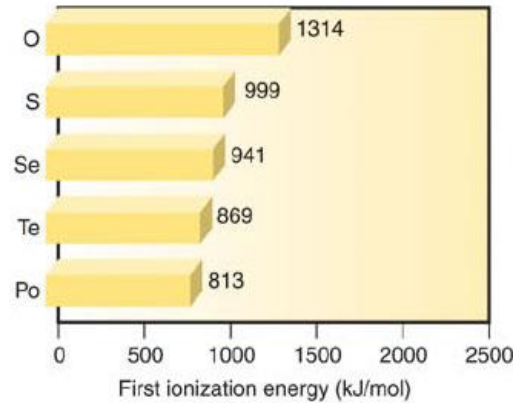
140

184

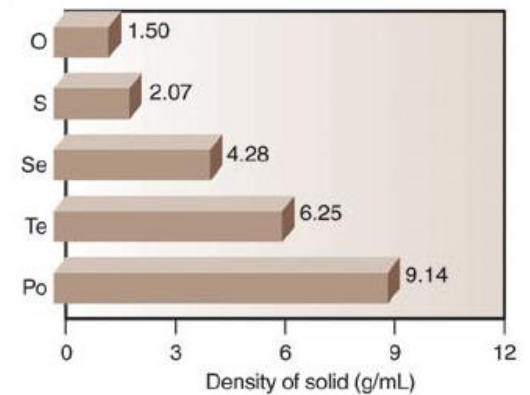
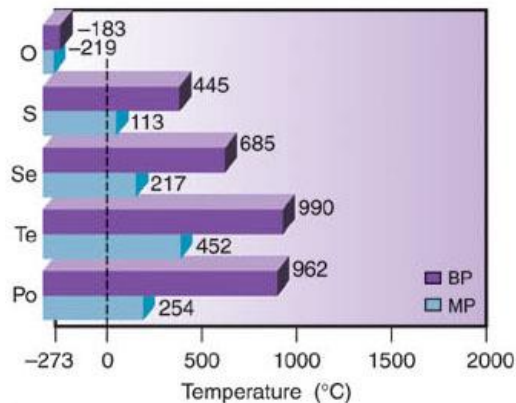
198



94

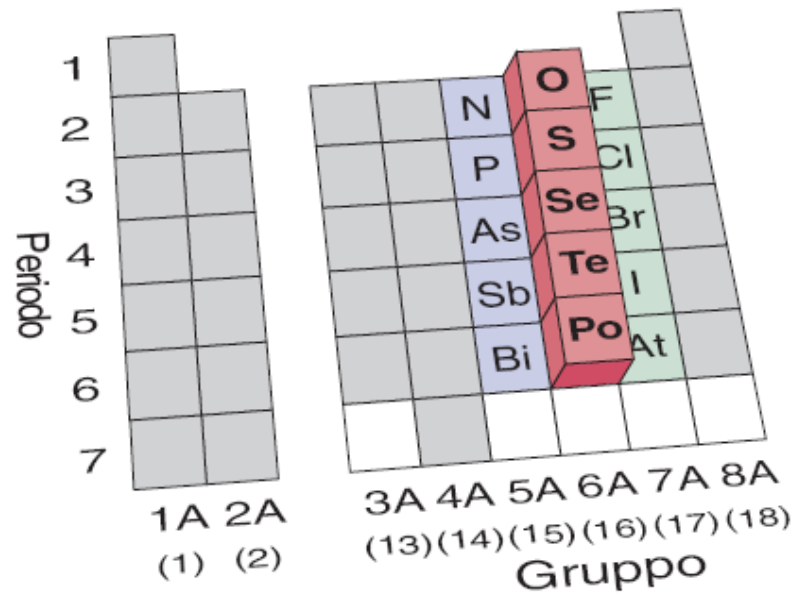


### Proprietà atomiche



### Proprietà fisiche





**Figura 14.28** Guardando indietro al Gruppo 5A(15) e avanti al Gruppo 7A(17) dal punto di vista del Gruppo 6A(16).

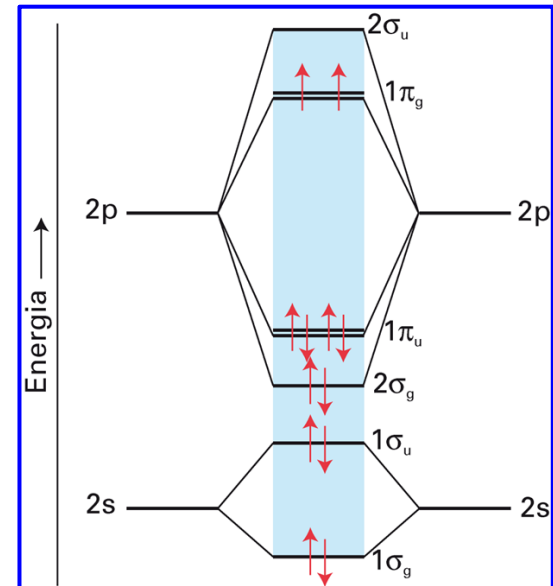
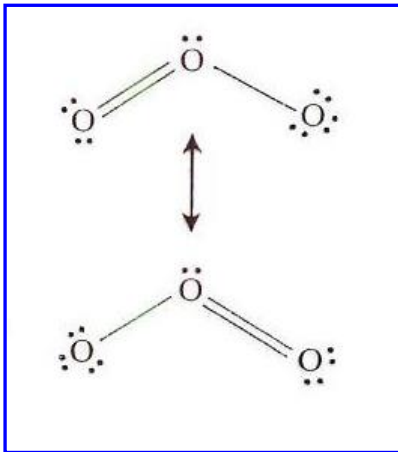
- **Ossigeno**: come l'azoto esiste come gas biatomico bassobollente,  $O_2$ .
- **Zolfo**: come il fosforo si presenta come un solido molecolare poliatomico.
- **Selenio**: come l'arsenico, esiste come un metalloide grigio.
- **Tellurio**: come l'antimonio, presenta legami reticolari covalenti.
- **Polonio**: come il bismuto ha una struttura cristallina metallica.



# Ossigeno elementare

L'ossigeno ha due allotropi:

- $O_2$ , essenziale per la vita;
- $O_3$  o ozono, che è velenoso.



# Zolfo elementare

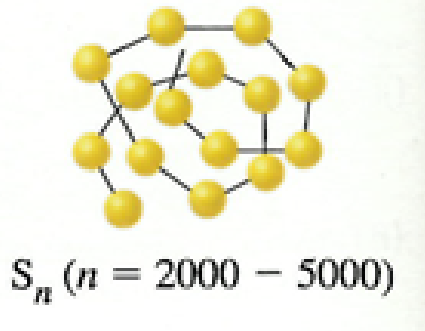
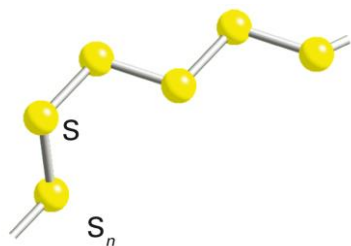
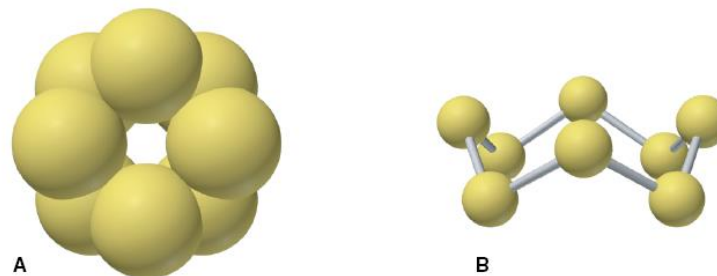
Lo zolfo esiste in più di 10 forme diverse, a causa della sua capacità di catenazione. La lunghezza e l'angolo del legame S–S sono ampiamente variabili.

Il selenio ha diversi allotropi, alcuni dei quali costituiti da molecole  $\text{Se}_8$  a forma di corona.

A temperatura ambiente, la molecola di zolfo è un anello di otto atomi a forma di corona, detto *molecola ciclica*  $\text{S}_8$ .

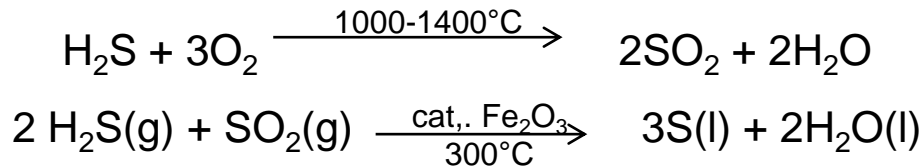
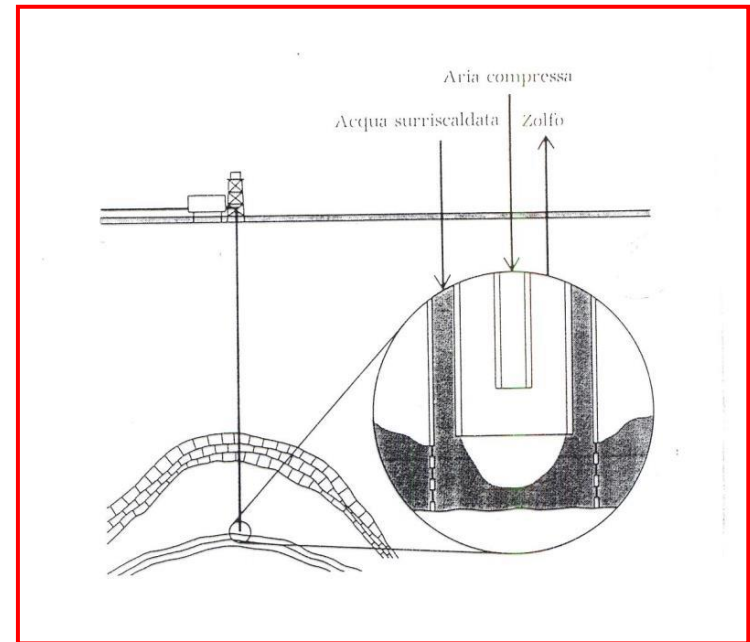
L'allotropo più stabile è l' $\alpha$ - $\text{S}_8$  ortorombico, costituito interamente da queste molecole.

**Figura 14.24** La molecola ciclica  $\text{S}_8$ . **A.** Vista dall'alto di un modello space filling della molecola ciclica  $\text{S}_8$ . **B.** Vista laterale di un modello ball-and-stick ("a sferette e bastoncini") della molecola; si noti la forma a corona.



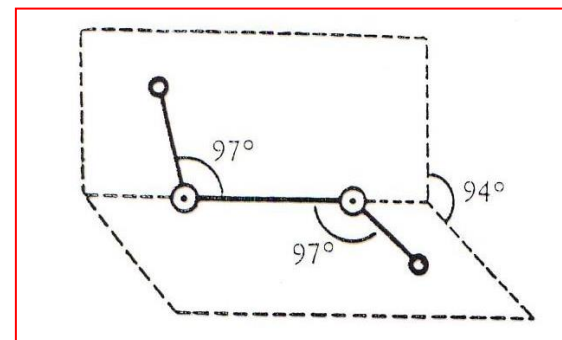
# Gli elementi – Zolfo

- Produzione:
- **Processo Frash**  
Giacimento dell'elemento allo stato nativo.  
Estrazione dopo fusione dello zolfo mediante vapore surriscaldato (160°C e 16 atm) e pompaggio di aria compressa (25 atm) per portare lo zolfo fino in superficie (processo che necessita di disponibilità di acqua ed energia).  
S fuso estratto raffredda in bacini superficiali.
- **Processo Clauss**  
Ossidazione di H<sub>2</sub>S proveniente dal gas naturale e dal petrolio greggio



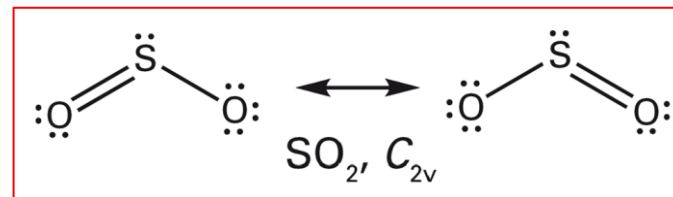
## Idruri della famiglia dell'ossigeno

- L'ossigeno forma due idruri:
  - L'acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) e il perossido di idrogeno ( $\text{H}_2\text{O}_2$ );
  - Lo stato di ossidazione dell'ossigeno in  $\text{H}_2\text{O}_2$  è -1.
- Gli idruri degli altri elementi del Gruppo 6A sono gas maleodoranti e tossici.
  - $\text{H}_2\text{S}$  si forma naturalmente nelle paludi per degradazione della materia organica ed è tossico quanto HCN.
- $\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{H}_2\text{O}_2$  possono formare legami H e hanno perciò temperature di ebollizione e di fusione maggiori di altri composti di formula  $\text{H}_2\text{E}$ .
- Gli angoli di legame diminuiscono lungo il Gruppo, mentre le lunghezze di legame aumentano.



- 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 da  $O_2$ :
  - $E(s) + O_2(g) \rightarrow EO_2$  (E = S, Se, Te, Po)

## Punti salienti della chimica dello zolfo



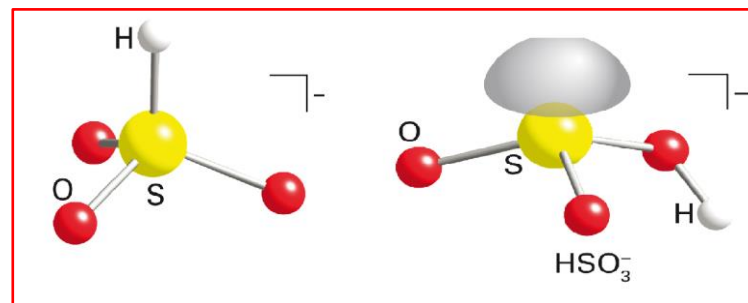
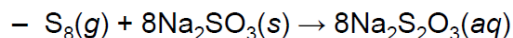
- Lo zolfo forma due importanti ossidi:
  - $\text{SO}_2$  in cui il numero di ossidazione dello S è +4, è un gas incolore, soffocante che si forma bruciando S,  $\text{H}_2\text{S}$  o un solfuro metallico in aria.
  - $\text{SO}_3$  in cui lo S è nello stato di ossidazione +6.
- Lo zolfo forma due importanti ossiacidi:
  - L'acido solforoso ( $\text{H}_2\text{SO}_3$ ) è un acido debole diprotico.
  - L'acido solforico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) è un acido forte ed è un composto importante nell'industria. È un eccellente agente disidratante.



Combustione di S o di  $\text{H}_2\text{S}$  e di solfuri

- $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
- $\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $4 \text{FeS} + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{SO}_2 + 2 \text{Fe}_2\text{O}_3$

Si forma lo ione tiosolfato quando il solfito di un metallo alcalino reagisce con lo zolfo:





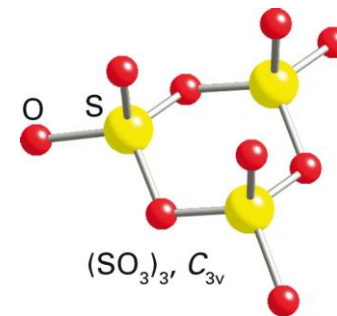
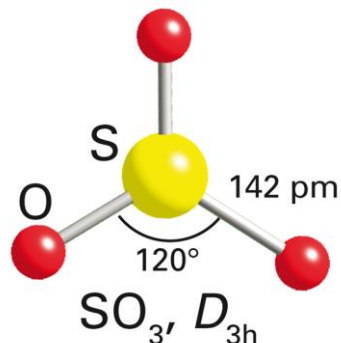
- **Triossido di zolfo  $\text{SO}_3$**   
anidride solforica - N.ox **+6**
- liquido (p.e.  $44,8\text{ }^\circ\text{C}$ )  
forte acido di Lewis



- Ossido acido

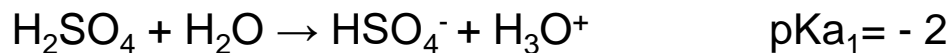


Reazione molto esotermica



- **acido solforico  $\text{H}_2\text{SO}_4$**

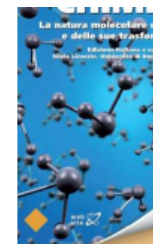
- Acido di Brönsted molto forte per la sua prima deprotonazione



- Si scioglie in acqua con reazione estremamente esotermica



## Alogenuri della famiglia dell'ossigeno



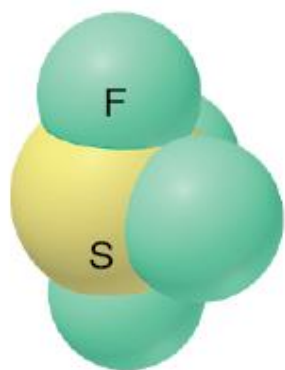
Con l'eccezione di O, gli elementi del Gruppo 6A formano numerosi alogenuri.

La loro struttura e reattività sono funzione della dimensione dell'atomo centrale e del tipo di alogeno.

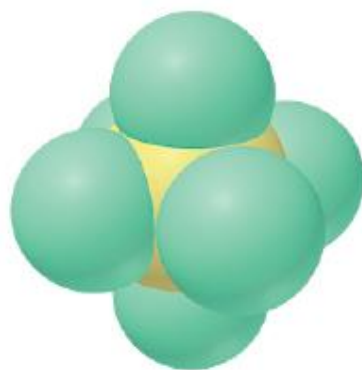
La stabilità degli alogenuri **augmenta** al crescere del raggio atomico dell'atomo centrale.

Questo andamento è dovuto all'effetto di repulsioni elettroniche dovute all'ingombro di coppie solitarie e di atomi di alogeno (X) attorno all'atomo centrale del Gruppo 6A.

L'andamento è opposto all'osservata diminuzione della forza di al crescere della lunghezza di legame.



tetrafluoruro  
di zolfo ( $\text{SF}_4$ )



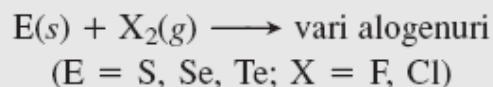
esafluoruro  
di zolfo ( $\text{SF}_6$ )

**Figura 14.25** Differenze strutturali tra  $\text{SF}_4$  e  $\text{SF}_6$ .  $\text{SF}_4$  ha una coppia solitaria e orbitali d vuoti che possono intervenire nella formazione di legami.  $\text{SF}_6$  ha già il numero massimo di legami che possono essere formati da S, e gli atomi F strettamente impaccati racchiudono l'atomo S centrale, rendendo chimicamente inerte  $\text{SF}_6$ .

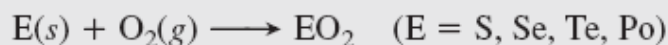
## Reazioni rappresentative

L'alogenazione e l'ossidazione degli elementi (E) compaiono nelle reazioni 1 e 2, e la chimica dello zolfo compare nelle reazioni 3 e 4.

1. Gli alogenuri si formano per combinazione diretta:

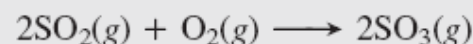


2. Gli altri elementi del gruppo sono ossidati da O<sub>2</sub>:



SO<sub>2</sub> viene ossidato ulteriormente e il prodotto viene usato nel passaggio finale della produzione di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (vedi Punti

*salienti della chimica dello zolfo*):

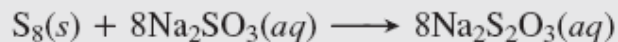


3. Lo zolfo viene recuperato quando il solfuro di idrogeno viene ossidato:



Questa reazione è usata per ottenere lo zolfo quando non sono disponibili giacimenti naturali.

4. Si forma lo ione tiosolfato quando il solfito di un metallo alcalino reagisce con lo zolfo, come nella preparazione del tiosolfato di sodio impiegato in fotografia:



## Composti importanti

1. Acqua ( $H_2O$ ). Il composto più importante sulla Terra (*Paragrafo 12.5*).

2. Perossido di idrogeno ( $H_2O_2$ ). È usato come ossidante, disinfettante e sbiancante e nella produzione di perossidi destinati alla polimerizzazione (*vedi nota a margine, p.554*).

3. Solfuro di idrogeno ( $H_2S$ ). È un gas tossico, con tipico odore di uova marce, che si forma durante la decomposizione anaerobica di materia vegetale e animale, nei vulcani, e nelle bocche idrotermali sul fondo oceanico. È usato come fonte di zolfo e nella fabbricazione della carta. Il solfuro di idrogeno presente in tracce nell'atmosfera provoca l'annerimento dell'argento per formazione di  $Ag_2S$  nero.

4. Diossido di zolfo ( $SO_2$ ). È un gas incolore, soffocante, che si forma nei vulcani o quando si bruciano materiali contenenti S (carbone fossile, petrolio, minerali contenenti solfuri metallici, e così via). Più del 90% del  $SO_2$  prodotto è impiegato nella produzione di acido solforico. È usato anche come fumi-

gante e conservante di frutta, sciroppi e vini. Come riducente, rimuove l'eccesso di  $Cl_2$  dalle acque reflue industriali, rimuove  $O_2$  dai serbatoi di movimentazione del petrolio, e si utilizza nella preparazione di  $ClO_2$  per la sbiancatura della carta. È un inquinante atmosferico nella pioggia acida.

5. Triossido di zolfo ( $SO_3$ ) e acido solforico ( $H_2SO_4$ ).  $SO_3$ , formato a partire da  $SO_2$  su un catalizzatore di  $V_2O_5$ , viene poi convertito in  $H_2SO_4$ . L'acido solforico è l'acido forte meno costoso ed è usato così ampiamente nell'industria che il suo livello di produzione è un indicatore della forza economica di un Paese. È un forte disidratante che rimuove l'acqua da ogni forma di materia organica (*vedi Punti salienti della chimica dello zolfo*).

6. Esafluoruro di zolfo ( $SF_6$ ). È un gas estremamente inerte impiegato come isolante elettrico.

## Un minerale solfuro comune

*pirite*



$FeS_2$

# Gruppo 17 – Gruppo degli Alogeni

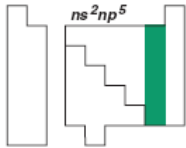
The periodic table below shows the elements of Group 17 (Halogens) highlighted in green. A red circle highlights the elements Fluorine (F), Chlorine (Cl), Bromine (Br), and Iodine (I).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIA	VIIA	
1 <b>H</b> Idrogeno 1,00794	2 <b>He</b> Elio 4,002602											<b>B</b> Boro 10,811	<b>C</b> Carbonio 12,011	<b>N</b> Azoto 14,00644	<b>O</b> Ossigeno 15,999	<b>F</b> Fluoro 18,9984032	<b>Ne</b> Neon 20,1797	
3 <b>Li</b> Litio 6,941	4 <b>Be</b> Berillio 9,012182											<b>Al</b> Alluminio 26,9815386	<b>Si</b> Silicio 28,0855	<b>P</b> Fosforo 30,973762	<b>S</b> Zolfo 32,065	<b>Cl</b> Cloro 35,453	<b>Ar</b> Argone 39,948	
5 <b>Na</b> Sodio 22,98976928	6 <b>Mg</b> Magnesio 24,3050											<b>Ga</b> Gallio 69,723	<b>Ge</b> Germanio 72,630	<b>As</b> Arsenico 74,92160	<b>Se</b> Selenio 78,96	<b>Br</b> Bromo 79,904	<b>Kr</b> Kriptone 83,798	
7 <b>K</b> Potassio 39,0983	8 <b>Ca</b> Calcio 40,078	9 <b>Sc</b> Scandio 44,955910	10 <b>Ti</b> Titanio 47,887	11 <b>V</b> Vanadio 50,9419	12 <b>Cr</b> Cromo 51,9961	13 <b>Mn</b> Manganese 54,938045	14 <b>Fe</b> Ferro 55,847	15 <b>Co</b> Cobalto 58,933200	16 <b>Ni</b> Nichel 58,6934	17 <b>Cu</b> Rame 63,546	18 <b>Zn</b> Zinco 65,409	<b>In</b> Indio 114,818	<b>Sn</b> Stagno 118,710	<b>Sb</b> Antimonio 121,760	<b>Te</b> Tellurio 127,60	<b>I</b> Iodio 126,90547	<b>Xe</b> Xenone 131,29	
9 <b>Rb</b> Rubidio 85,4678	10 <b>Sr</b> Stronzio 87,62	11 <b>Y</b> Yttrio 88,90585	12 <b>Zr</b> Zirconio 91,224	13 <b>Nb</b> Niobio 92,90638	14 <b>Mo</b> Molibdeno 95,94	15 <b>Tc</b> Technetio 98,90625	16 <b>Ru</b> Rutenio 101,07	17 <b>Rh</b> Rodio 101,07	18 <b>Pd</b> Palladio 106,42	19 <b>Ag</b> Argento 107,8682	20 <b>Cd</b> Cadmio 112,411	<b>Hg</b> Mercurio 200,59	<b>Tl</b> Tallio 204,3833	<b>Pb</b> Piombo 208,98038	<b>Bi</b> Bismuto 208,98038	<b>Po</b> Polonio 209	<b>At</b> Astatina 210	<b>Rn</b> Radone 222
11 <b>Cs</b> Cesio 132,90545	12 <b>Ba</b> Bario 137,327	13 <b>La</b> Lantanio 138,90547	14 <b>Hf</b> Hafnio 178,49	15 <b>Ta</b> Tantalio 180,94788	16 <b>W</b> Tungsteno 183,84	17 <b>Re</b> Reniio 186,207	18 <b>Os</b> Osmio 190,23	19 <b>Ir</b> Iridio 192,222	20 <b>Pt</b> Platino 195,084	21 <b>Au</b> Oro 196,96657	22 <b>Hg</b> Mercurio 200,59	<b>Tl</b> Tallio 204,3833	<b>Pb</b> Piombo 208,98038	<b>Bi</b> Bismuto 208,98038	<b>Po</b> Polonio 209	<b>At</b> Astatina 210	<b>Rn</b> Radone 222	
13 <b>Fr</b> Francio 223	14 <b>Ra</b> RADIO 226	15 <b>Ac</b> Attinio 227	16 <b>Rf</b> Rutherfordio 261	17 <b>Db</b> Dubnio 262	18 <b>Sg</b> Seaborgio 263	19 <b>Bh</b> Bohrio 264	20 <b>Hs</b> Hassium 265	21 <b>Mt</b> Meitnerio 266	22 <b>Ds</b> Darmstadtio 271	23 <b>Rg</b> Roentgenio 272	24 <b>Uub</b> Ununbium 289	25 <b>Uut</b> Ununtrium 289	26 <b>Uuq</b> Ununquadium 289	27 <b>Uup</b> Ununpentium 289	28 <b>Uuh</b> Ununhexium 289	29 <b>Uuhs</b> Ununseptium 289	30 <b>Uuo</b> Ununoctium 289	

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

### LEGENDA

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni



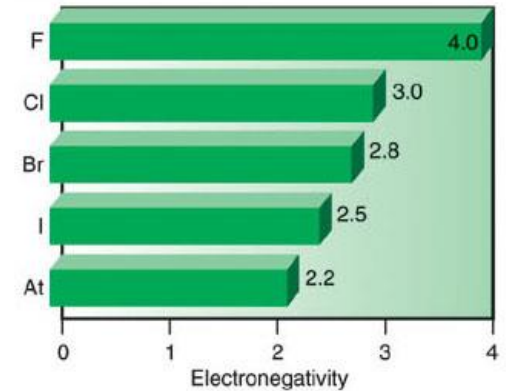
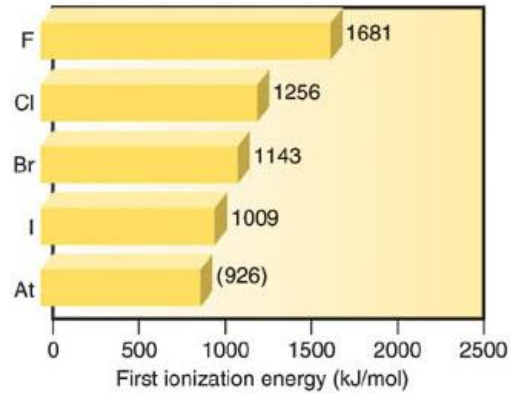
GRUPPO 7A(17)

## RITRATTO DI FAMIGLIA

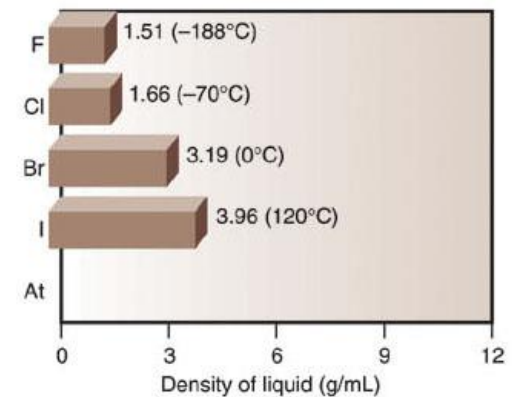
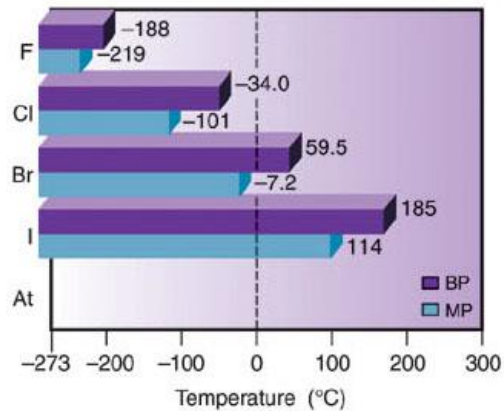
## Gruppo 7A(17): gli alogeni

9 <b>F</b> 19.00 $2s^2 2p^5$ (-1)	Photograph not available
17 <b>Cl</b> 35.45 $3s^2 3p^5$ (-1, +7, +5, +3, +1)	
35 <b>Br</b> 79.90 $4s^2 4p^5$ (-1, +7, +5, +3, +1)	
53 <b>I</b> 126.9 $5s^2 5p^5$ (-1, +7, +5, +3, +1)	
85 <b>At</b> (210) $6s^2 6p^5$ (-1)	Extremely rare, no sample available

Atomic radius (pm)		Ionic radius (pm)
F 72		F <sup>-</sup> 133
Cl 100		Cl <sup>-</sup> 181
Br 114		Br <sup>-</sup> 196
I 133		I <sup>-</sup> 220
At (140)		no data



### Proprietà atomiche



### Proprietà fisiche



Un atomo di alogeno ha bisogno di un solo elettrone per completare il suo guscio di valenza. Gli alogeni sono elementi molto reattivi.



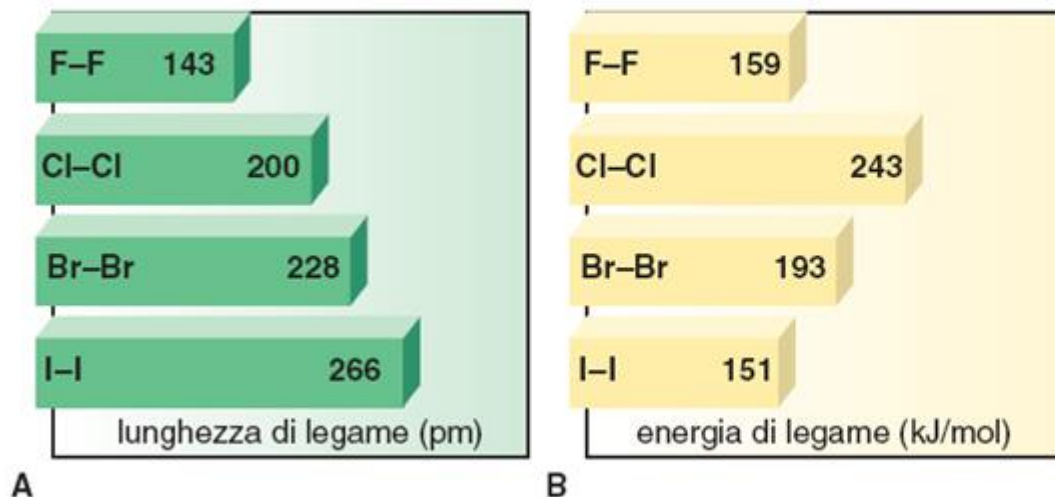
Gli alogeni hanno valori di elettronegatività molto diversi, ma sono tutti abbastanza elettronegativi da essere classificati come non metalli.

Un alogeno può:

- acquistare un elettrone per formare un anione alogenuro;
- condividere una coppia di elettroni con un non metallo.

La reattività degli alogeni **diminuisce** lungo il Gruppo seguendo lo stesso andamento dell'elettronegatività.

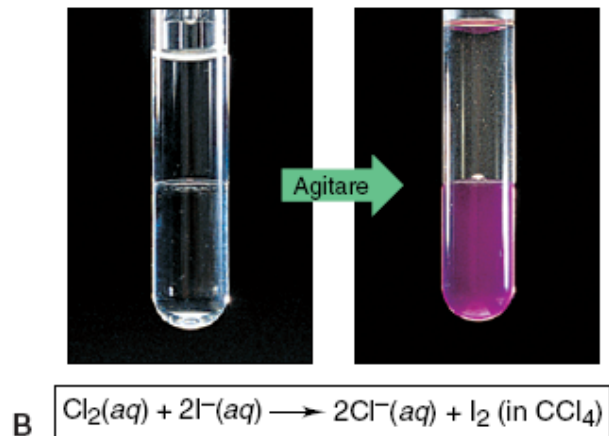
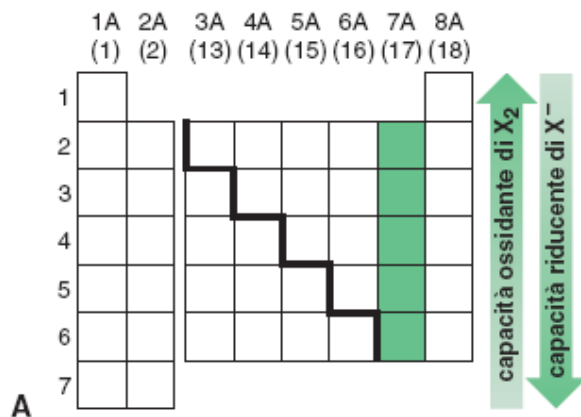
▪



**Figura 14.29** Energie di legame e lunghezze di legame degli alogeni. **A.** In conformità con l'aumento del raggio atomico dall'alto al basso lungo il gruppo, le lunghezze di legame aumentano in modo regolare. **B.** Gli alogeni presentano una diminuzione generale dell'energia di legame all'aumentare della lunghezza di legame. Però,  $F_2$  si discosta da questa tendenza perché i suoi atomi piccoli, ricchi di elettroni, si respingono mutuamente, abbassando così la sua energia di legame.

$F_2$  ha energia di legame anomala. Il legame F-F è ***più debole*** perché i lone pair nel piccolo atomo di fluoro si respingono molto di più di quanto avviene per gli alogeni più grandi.

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



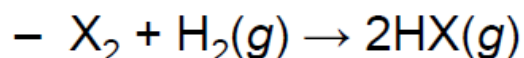
**Figura 14.30** Capacità ossidante relativa degli alogeni. **A.** Il comportamento redox degli alogeni si basa su proprietà atomiche quali l'affinità elettronica, la densità di carica ionica e l'elettronegatività. Un alogeno (X<sub>2</sub>) che risiede più in alto nel gruppo è capace di ossidare uno ione alogenuro (X<sup>-</sup>) di un alogeno che risiede più in basso. **B.** Come esempio, quando si aggiunge Cl<sub>2</sub> acquoso a una soluzione di I<sup>-</sup> (*strato superiore*), esso ossida I<sup>-</sup> a I<sub>2</sub>, che si scioglie nel solvente CCl<sub>4</sub> (*strato inferiore*) per dare una soluzione violetta.

Gli alogeni sono forti agenti **ossidanti**. Il potere ossidante delle molecole X<sub>2</sub> **diminuisce** lungo il Gruppo e parallelamente **aumenta** il potere riducente degli ioni X<sup>-</sup>.

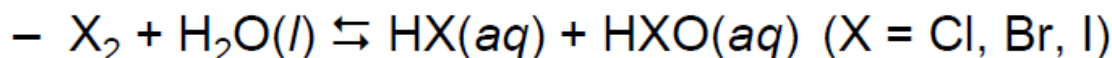
Cl<sub>2</sub> è un **agente ossidante più forte** di I<sub>2</sub>. Cl<sub>2</sub> sposta I<sup>-</sup> dalla soluzione. I<sub>2</sub> non sposta gli ioni Cl<sup>-</sup>.



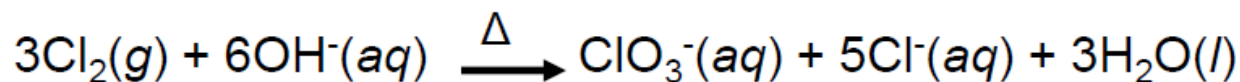
- Gli alogeni ( $X_2$ ) ossidano molti metalli e non metalli. reazione con l'idrogeno è caratteristica di questi forti agenti ossidanti:



Gli alogeni subiscono una reazione di disproporzione in acqua:



- In una base acquosa, la reazione giunge a completamento per formare ipoalogeniti e, a temperature più elevate, alogenati:

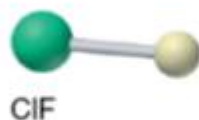


# Composti Interhalogeni

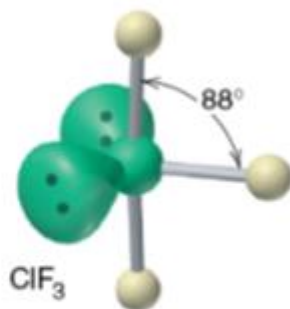
Gli alogeni reagiscono esotermicamente l'uno con l'altro per formare molti **composti interalogenici**

L'atomo centrale è quello meno elettronegativo e con stato di ossidazione positivo.

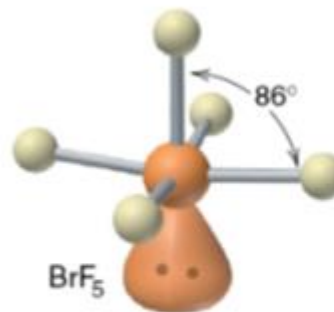
Forme molecolari dei principali tipi di composti interalogenici.



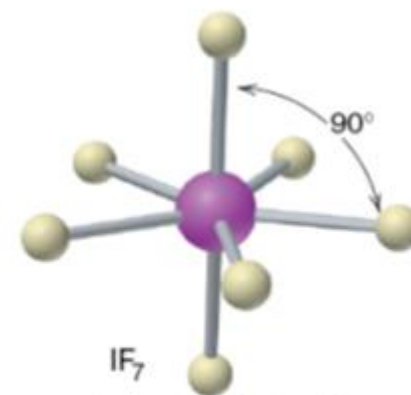
lineare, XY



a forma di T, XY<sub>3</sub>



a forma di  
piramide quadrata, XY<sub>5</sub>



a forma di bpiramide  
pentagonale, XY<sub>7</sub>

I composti interalogenici sono rappresentativi di una regola generale: **gli elementi dei gruppi dispari hanno numeri di ossidazione dispari, gli elementi dei gruppi pari hanno numeri di ossidazione pari.**

Quasi tutte le molecole stabili hanno elettroni appaiati, o come coppie di legame o come coppie solitarie. Perciò, quando si formano o si rompono legami, sono coinvolti due elettroni e quindi lo stato di ossidazione varia di 2.



### ***Numeri di ossidazione dispari***

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



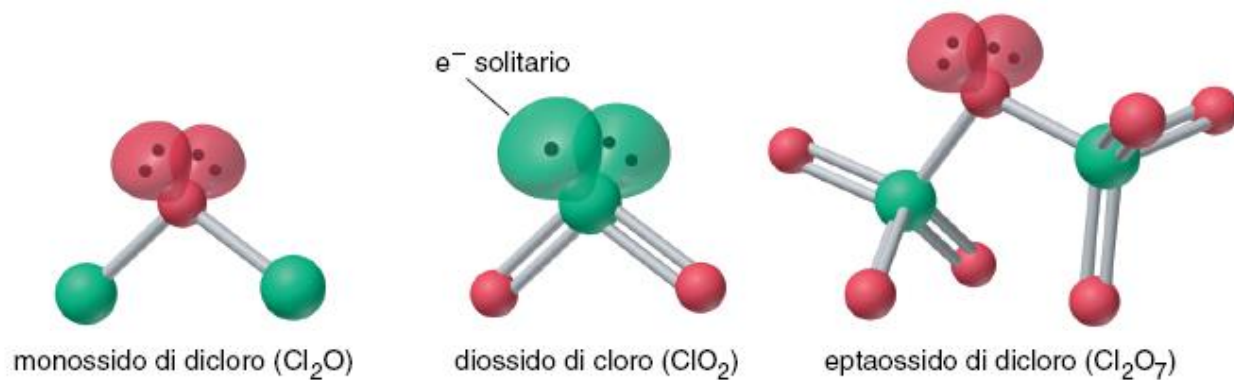
### ***Numeri di ossidazione pari***

S è nel Gruppo 6A, un gruppo pari:



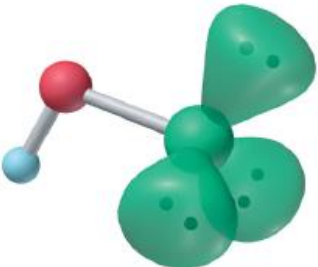
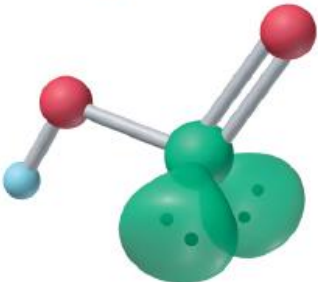
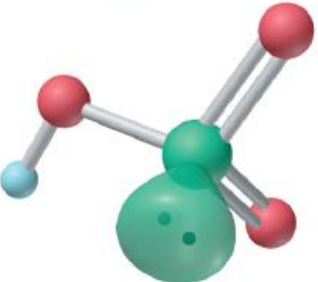
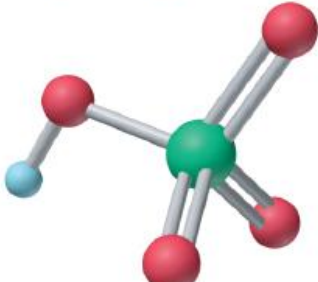
## Ossidi degli alogeni

**Figura 14.32** Ossidi del cloro. Il monossido di dicloro e il diossido di cloro sono molecole piegate a V (angolate); si noti l'elettrone spaiato in  $\text{ClO}_2$ . Si può considerare che l'epptaossido di dicloro sia costituito da due tetraedri  $\text{ClO}_4$  uniti mediante un vertice O. (Ogni modello ball-and-stick mostra la struttura in cui ciascun atomo ha la carica formale più bassa. Le coppie solitarie sono mostrate soltanto sugli atomi centrali).



## Ossiacidi degli alogeni

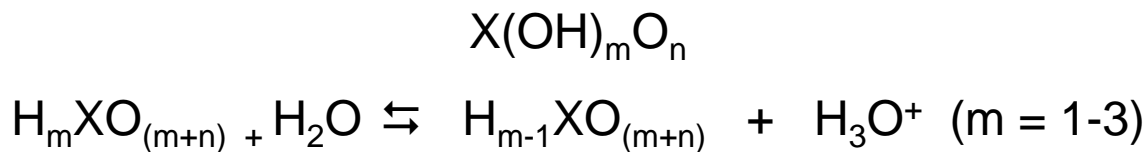
**Tabella 14.4** Gli ossiacidi noti degli alogeni\*

Atomo centrale	Acido ipoalogenoso (HOX)	Acido alogenoso (HOXO)	Acido alogenico (HOXO <sub>2</sub> )	Acido peralogenico (HOXO <sub>3</sub> )
				
fluoro	HOF	—	—	—
cloro	HOCl	HOCIO	HOCIO <sub>2</sub>	HOCIO <sub>3</sub>
bromo	HOBr	(HOBrO)?	HOBRO <sub>2</sub>	HOBRO <sub>3</sub>
iodio	HOI	—	HOIO <sub>2</sub>	HOIO <sub>3</sub> , (HO) <sub>5</sub> IO
ossoanione	ipoalogenito	alogenito	alogenato	peralogenato

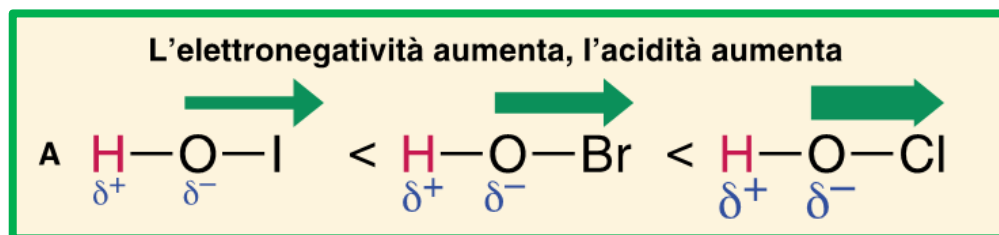
\* Le coppie solitarie di elettroni sono mostrate soltanto sull'atomo di alogeno.



## Forza degli ossoacidi



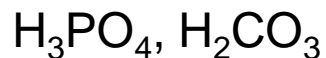
(a) Elettronegatività dell' atomo centrale



- L'effetto elettrone attrattore dell'atomo centrale aumenta con l'elettronegatività  $\chi$



acidi forti



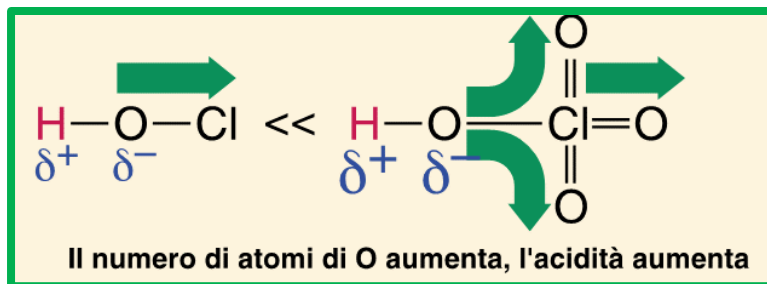
acidi deboli



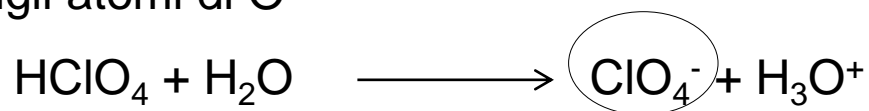
acido molto debole

(b) Numero di atomi di O sull'atomo centrale

- La forza degli ossoacidi aumenta con il numero di atomi di O



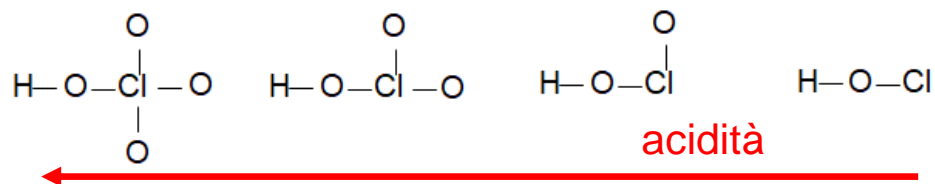
- Gli atomi di O sono elettrone-attrattori e indeboliscono il legame O-H
- La base coniugata (anione) è stabilizzata dalla delocalizzazione della carica negativa sugli atomi di O



→ più alto il numero di atomi di O → più delocalizzata è la carica

→ più stabile e debole è la base coniugata → più forte è l'ossoacido

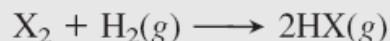
- Per gli ossiacidi con lo **stesso** numero di atomi di ossigeno attorno a X, la forza acida aumenta all'aumentare dell'elettronegatività di E
- Per gli ossiacidi con **differenti** numeri di atomi di ossigeno attorno a un dato X, la forza acida aumenta all'aumentare del numero di atomi di O.



## Reazioni rappresentative

La forza ossidante e la chimica redox in soluzione acquosa degli alogeni sono illustrate nelle reazioni 1 e 2, e i processi industriali che coinvolgono il fluoro nelle reazioni 3 e 4.

1. Gli alogeni ( $X_2$ ) ossidano molti metalli e non metalli. La reazione con l'idrogeno, anche se non utilizzata industrialmente per la produzione di HX (fatta eccezione per la produzione di HCl ultrapuro), è caratteristica di questi forti agenti ossidanti:



2. Gli alogeni subiscono una reazione di disproportionazione in acqua:



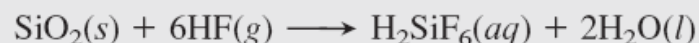
In una base acquosa, la reazione giunge a completamento per formare ipoalogeniti (*vedi testo*) e, a temperature più elevate, alogenati; per esempio,



3.  $F_2$  viene prodotto elettroliticamente a temperature moderate:



4. Il vetro (silice amorfa) viene attaccato da HF:



## Composti importanti

1. Fluorite ( $\text{CaF}_2$ ). Minerale ampiamente diffuso impiegato nella fabbricazione dell'acciaio e nella produzione di HF (*vedi fotografia*).

2. Fluoruro di idrogeno (HF). È un gas incolore, estremamente tossico, impiegato per produrre  $\text{F}_2$ , composti organici del fluoro e polimeri. È usato anche nella fabbricazione dell'alluminio e nell'incisione chimica del vetro (*vedi nota a margine, p. 570*).

3. Cloruro di idrogeno (HCl). È un gas estremamente solubile in acqua, dove forma acido cloridrico, che è fisiologicamente presente nei liquidi dello stomaco dei mammiferi (la specie umana produce giornalmente 1,5 L di HCl 0,1 M) ed è presente in natura nei gas vulcanici (dove deriva dalla reazione di  $\text{H}_2\text{O}$  e sale marino). È prodotto dalla reazione di NaCl e  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e come sottoprodotto della produzione di materie plastiche (PVC). È usato nel decapaggio dell'acciaio (rimozione degli ossidi adesivi) e nella produzione di sciroppi, rayon e plastiche.



fluorite

4. Ipoclorito di sodio ( $\text{NaClO}$ ) e ipoclorito di calcio [ $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ]. Sono ossidanti impiegati nella sbiancatura della polpa di legno e dei tessuti e nella disinfezione di piscine, alimenti e acque reflue (furono usati anche nella disinfezione dell'Apollo 11 dopo il ritorno dalla Luna). Lo sbiancante per usi domestici (candeggina) è una soluzione acquosa di NaClO al 5,25% in massa.

5. Perclorato di ammonio ( $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ). È un ossidante forte impiegato (tra l'altro) nei programmi spaziali.

6. Ioduro di potassio (KI). È lo ioduro solubile più comune. È aggiunto al sale da cucina per prevenire il gozzo, una malattia della tiroide. È usato nell'analisi chimica perché viene facilmente ossidato a  $\text{I}_2$ , che fornisce un punto finale colorato.

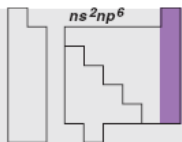
7. Bifenili policlorurati o policlorobifenili (PCB). Miscela di composti organici clorurati usata nei trasformatori elettrici come liquido isolante ininfiammabile. La produzione è stata sospesa a causa della persistenza nell'ambiente, dove i PCB si concentrano nei pesci, negli uccelli e nei mammiferi e causano patologie riproduttive e forse il cancro.

1							He	
2	Li					F	Ne	
3	Na					Cl	Ar	
4	K					Br	Kr	
5	Rb					I	Xe	
6	Cs					At	Rn	
7	Fr							
	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
	(1)	(2)	(13)	(14)	(15)	(16)	(17)	(18)
	Gruppo							

**Figura 14.34** Guardando indietro agli alogeni, Gruppo 7A(17), e avanti ai metalli alcalini, Gruppo 1A(1), dal punto di vista del Gruppo 8A(18).

**LEGENDA**

Numero atomico  
**Simbolo**  
 Massa atomica  
 Valenza e configurazione elettronica  
 Stati di ossidazione comuni



**GRUPPO 8A(18)**

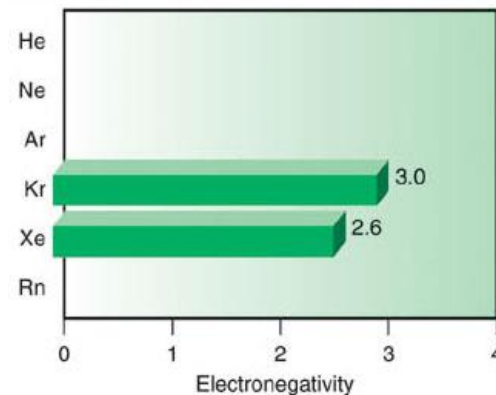
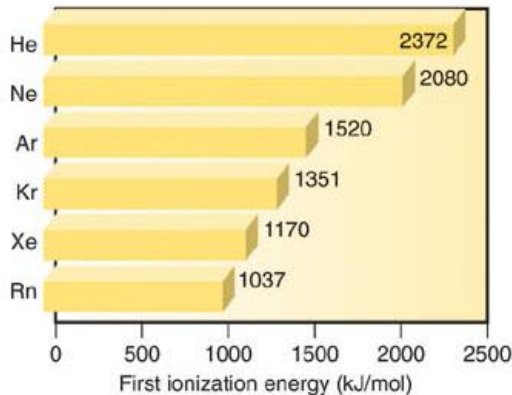
# Gruppo 8A(18): i gas nobili

# RITRATTO DI FAMIGLIA

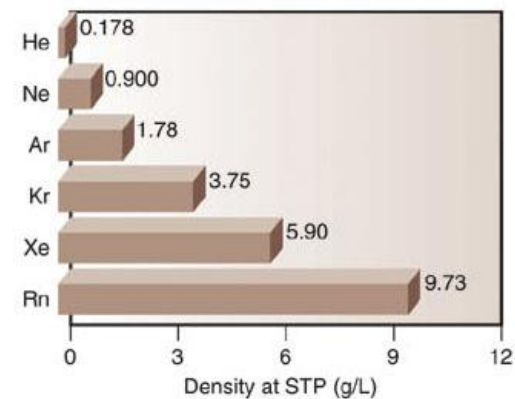
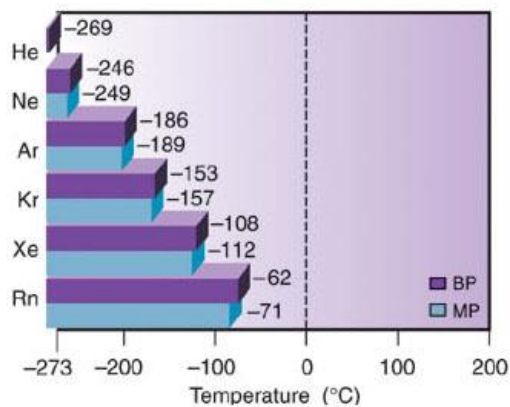
2 <b>He</b> 4.003 1s <sup>2</sup> (none)	
10 <b>Ne</b> 20.18 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> (none)	
18 <b>Ar</b> 39.95 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> (none)	
36 <b>Kr</b> 83.80 4s <sup>2</sup> 4p <sup>6</sup> (+2)	
54 <b>Xe</b> 131.3 5s <sup>2</sup> 5p <sup>6</sup> (+8, +6, +4, +2)	
86 <b>Rn</b> (222) 6s <sup>2</sup> 6p <sup>6</sup> (+2)	

Atomic radius (pm)

- He 31
- Ne 71
- Ar 98
- Kr 112
- Xe 131



## Proprietà atomiche



## Proprietà fisiche