

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 H Idrogeno 1.00794	2 IIA He Elio 4.002602											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA Ne Neon 20.1797	
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.0107	7 N Azoto 14.0074	8 O Ossigeno 15.9994	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al Alluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973761	16 S Zolfo 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	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 74.92160	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 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio (98)	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 Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71		72 Hf Afro 178.49	73 Ta Tantalio 180.9479	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radone (222)
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103		104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo 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/

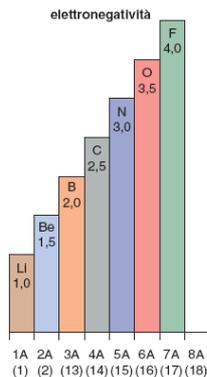
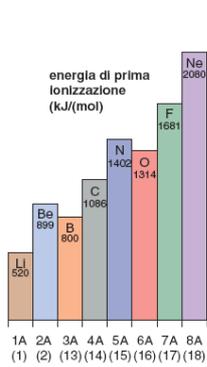
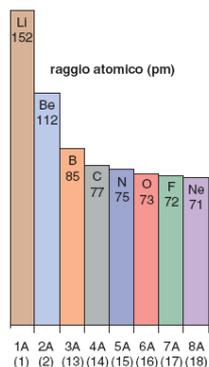
Nota: il sotto gruppo dei numeri 1-18 è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). I nomi degli elementi 112-118 sono gli equivalenti latini di quei nomi.

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

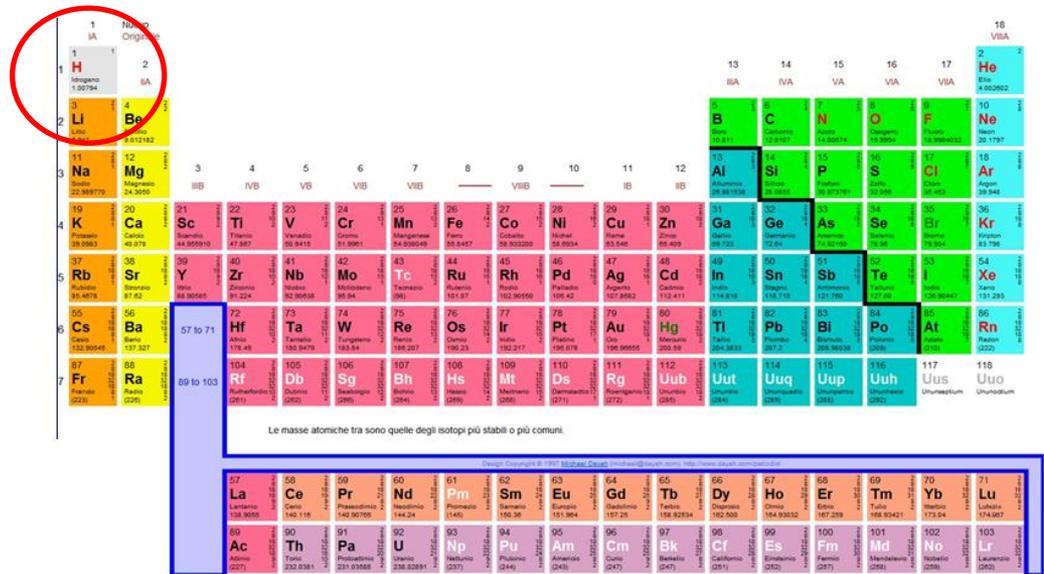
Tabella 14.1 Tendenze nelle proprietà atomiche, fisiche e chimiche degli elementi del Periodo 2

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
Proprietà Configurazione elettronica condensata; diagramma parziale degli orbitali	[He] 2s ¹ 	[He] 2s ² 	[He] 2s ² 2p ¹ 	[He] 2s ² 2p ²
Proprietà fisiche Aspetto				
Carattere metallico	metallo	metallo	metalloide	non metallo
Durezza	tenero	duro	molto duro	grafite: tenera diamante: estremamente duro
Temperatura di fusione (T_f)/ temperatura di ebollizione (T_e)	T _f bassa per un metallo	T _f alta	T _f estremamente alta	diamante: estremamente duro T _f estremamente alta
Proprietà chimiche Reattività generale	reattivo	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente; grafite più reattiva
Legame tra gli atomi dell'elemento	metallico	metallico	covalente reticolare	covalente reticolare
Legame con non metalli	ionico	covalente polare	covalente polare	covalente (legami π comuni)
Legame con metalli	metallico	metallico	covalente polare	covalente polare
Comportamento acido/base dell'ossido comune	fortemente basico	anfotero	molto debolmente acido	molto debolmente acido
Comportamento redox (numero di ossidazione)	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 ² 2p ³ 	[He] 2s ² 2p ⁴ 	[He] 2s ² 2p ⁵ 	[He] 2s ² 2p ⁶
		nessun campione disponibile	
non metallo	non metallo	non metallo	non metallo
T _f e T _e molto basse	T _f e T _e molto basse	T _f e T _e molto basse	T _f e T _e estremamente basse
inattivo a temperatura ambiente	molto reattivo	estremamente reattivo	chimicamente inerte
molecole N ₂ covalenti	molecole O ₂ (o O ₃) covalenti	molecole F ₂ 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 ₂)	-	acido	nessuno
ogni stato di ossidazione da +5 a -3	O ₂ (e O ₃) ossidanti molto forti	ossidanti più forti (-1)	nessuno



L'idrogeno



The image shows a standard periodic table of elements. The element Hydrogen (H) is circled in red. The table includes element symbols, names, atomic numbers, and atomic weights. The periodic table is color-coded by groups: Group 1 (IA) is yellow, Group 2 (IIA) is orange, Groups 3-10 (IIB-VIIB) are pink, Groups 11-12 (IB-IB) are light blue, Groups 13-18 (IIIA-VIIIA) are green, and Groups 19-20 (I-2) are cyan. The lanthanide and actinide series are shown at the bottom.

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	IIIA	VA	VA	VIA	VIIA
1 H Idrogeno 1.00794	2 He Elio 4.002602																
3 Li Litio 6.941	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 24.3050											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
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 54.938045	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 83.796
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Stronzio 87.62	39 Y Ittrio 88.905848	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Technecio 98	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 Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.46	53 I Iodio 126.905447	54 Xe Xenone 131.29
55 Cs Cesio 132.905451	56 Ba Bario 137.327	57 to 71 Lantanidi	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 Radone 222
87 Fr Francio 223	88 Ra Radio 226	89 to 103 Attinidi	104 Rf Rutherfordio 261	105 Db Dubnio 262	106 Sg Seaborgio 266	107 Bh Bohrio 264	108 Hs Hassium 269	109 Mt Meitnerio 268	110 Ds Darmstadtio 271	111 Rg Roentgenio 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrio 284	114 Uuq Ununquadio 285	115 Uup Ununpentio 288	116 Uuq Ununsextio 289	117 Uus Ununseptio 289	118 Uuo Ununoctio 289
89 La Lantanio 138.90547	90 Ce Cerio 140.116	91 Pr Praseodimio 140.90766	92 Nd Neodimio 144.24	93 Pm Prometio 144.91262	94 Sm Samario 150.36	95 Eu Eurio 151.964	96 Gd Gadolinio 157.25	97 Tb Terbio 158.92534	98 Dy Dysprosio 162.50	99 Ho Osmio 164.93032	100 Er Erbio 167.259	101 Tm Terbium 168.93421	102 Yb Ytterbio 173.04	103 Lu Lutetio 174.967			
90 Ac Attinio 227	91 Th Torio 232.0381	92 Pa Protattinio 231.03688	93 U Uranio 238.02891	94 Np Neptunio 237	95 Pu Plutonio 244	96 Am Americio 243	97 Cm Curcio 247	98 Bk Berkelio 247	99 Cf Californio 251	100 Es Einsteinio 252	101 Fm Fermio 257	102 Md Mendelevio 258	103 No Nobelio 259	104 Lr Lawrencio 262			

L'idrogeno

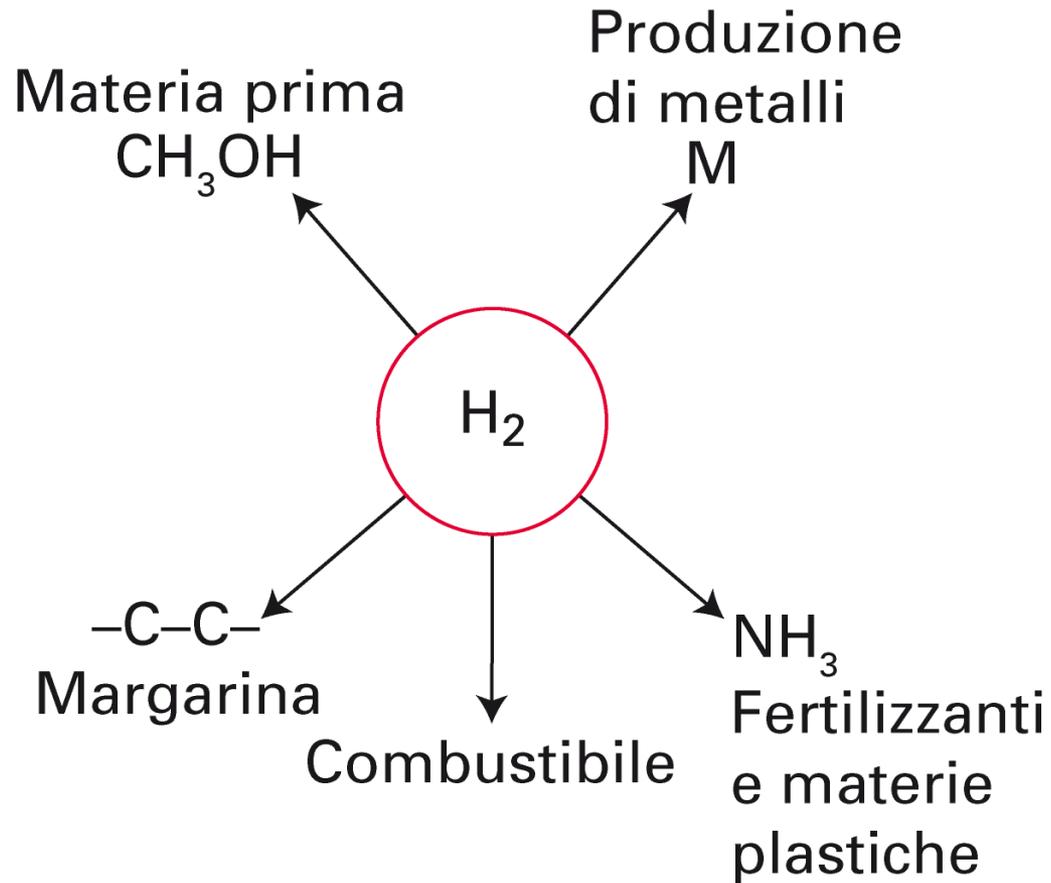
- L'idrogeno ha una struttura molto semplice:
 - Il nucleo ha una sola carica positiva e ha 1 elettrone
- L'idrogeno è l'elemento più abbondante nell'universo.
- L'idrogeno esiste come gas biatomico, H_2 .
 - H_2 è incolore e inodore, ha temperature di ebollizione e di fusione molto basse.
- Il composto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

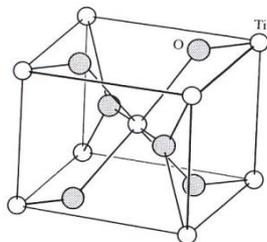
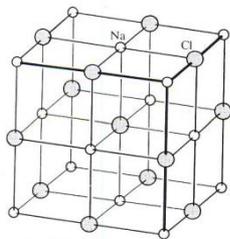
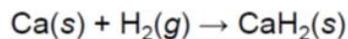
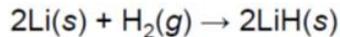
- H ha un livello di valenza semipieno.
- H è simile agli altri elementi del Gruppo 4A in termini di:
 - energia di ionizzazione;
 - affinità elettronica;
 - elettronegatività;
 - energie di legame.



Gli idruri salini o ionici

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

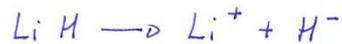
Questi idruri sono solidi bianchi cristallini.



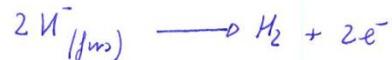
Idruri salini

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

- Le prove sperimentali dell'ionicità sono date da:
 - conducibilità elettrica di LiH fuso



- ossidazione all'anodo di H^- a dare H_2 in una miscela di idrurosalino e alogenuro alcalino fusi

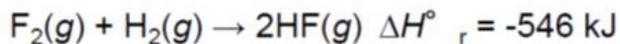


- Gli idruri salini reagiscono vigorosamente con H_2O :



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

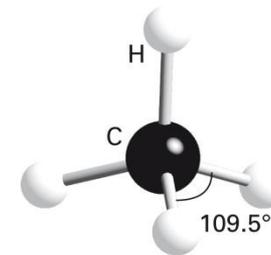
- Composti binari molecolari formati con gli elementi p

Idruri carenti di elettroni

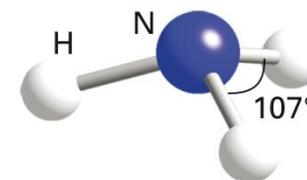
composti con meno elettroni di quanto richiesto dalla struttura di Lewis

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

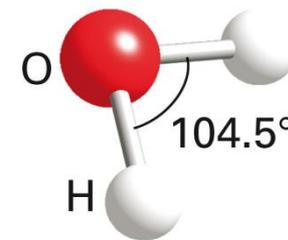
12 e⁻ di valenza
invece di 14e⁻



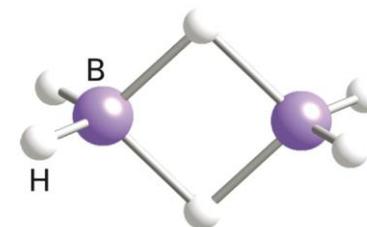
1 Metano, CH₄



2 Ammoniaca, NH₃



3 Acqua, H₂O

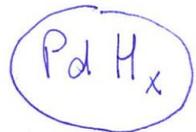


4 Diborano, B₂H₆

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.

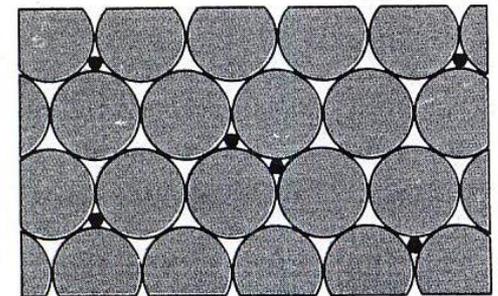
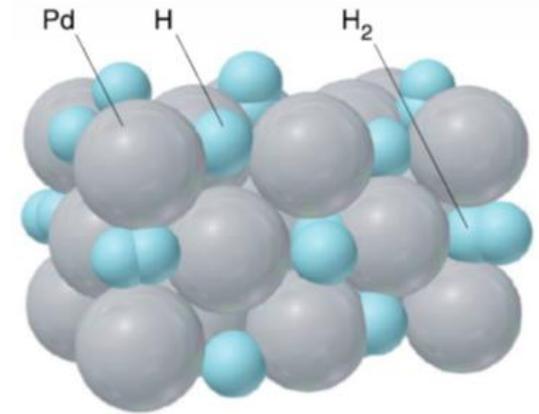
- Idruri dei metalli d ed f
- Non si conoscono idruri dei gruppi da 7 a 9 (LACUNA DEGLI IDRURI)
- Proprietà:
 - conduttori di tipo metallico
 - composizione variabile (un numero variabile di atomi di idrogeno può occupare interstizi o lacune del reticolo metallico)
 - a temperature leggermente elevate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



$x < 1$

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 ₂										
MH ₃										
	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
MH										
MH ₂										
MH ₃										
	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
MH										
MH ₂										
MH ₃										



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.

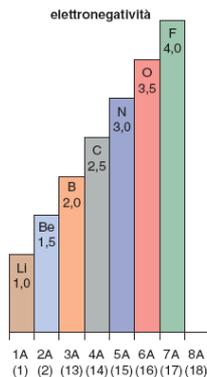
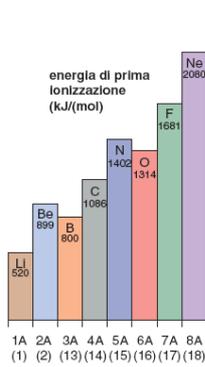
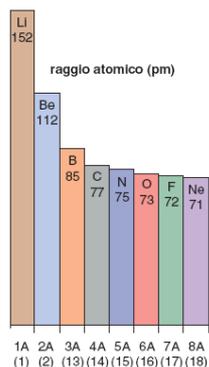
1	2	13	14	15	16	17	18																																														
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A																																														
1 H Idrogeno 1.00794	4 Be Berillio 9.012182	5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.011	7 N Azoto 14.00644	8 O Ossigeno 15.999	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797																																														
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 Argento 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 54.938045	26 Fe Ferro 55.845	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 83.796																																				
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	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 126.90544	54 Xe Xenone 131.29	55 Cs Cesio 132.90545	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 Uub Ununbium 269	113 Uut Ununtrium 270	114 Uuq Ununquadio 271	115 Uup Ununpentium 272	116 Uuq Ununsextium 273	117 Uus Ununseptium 274	118 Uuo Ununoctium 276

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
Proprietà Configurazione elettronica condensata; diagramma parziale degli orbitali	[He] 2s ¹ 	[He] 2s ² 	[He] 2s ² 2p ¹ 	[He] 2s ² 2p ²
Proprietà fisiche Aspetto				
Carattere metallico	metallo	metallo	metalloide	non metallo
Durezza	tenero	duro	molto duro	grafite: tenera diamante: estremamente duro
Temperatura di fusione (T_f)/ temperatura di ebollizione (T_e)	T _f bassa per un metallo	T _f alta	T _f estremamente alta	diamante: estremamente duro T _f estremamente alta
Proprietà chimiche Reattività generale	reattivo	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente	bassa reattività a temperatura ambiente; grafite più reattiva
Legame tra gli atomi dell'elemento	metallico	metallico	covalente reticolare	covalente reticolare
Legame con non metalli	ionico	covalente polare	covalente polare	covalente (legami π comuni)
Legame con metalli	metallico	metallico	covalente polare	covalente polare
Comportamento acido/base dell'ossido comune	fortemente basico	anfotero	molto debolmente acido	molto debolmente acido
Comportamento redox (numero di ossidazione)	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 ² 2p ³ 	[He] 2s ² 2p ⁴ 	[He] 2s ² 2p ⁵ 	[He] 2s ² 2p ⁶
		nessun campione disponibile	
non metallo	non metallo	non metallo	non metallo
T _f e T _e molto basse	T _f e T _e molto basse	T _f e T _e molto basse	T _f e T _e estremamente basse
inattivo a temperatura ambiente	molto reattivo	estremamente reattivo	chimicamente inerte
molecole N ₂ covalenti	molecole O ₂ (o O ₃) covalenti	molecole F ₂ 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 ₂)	-	acido	nessuno
ogni stato di ossidazione da +5 a -3	O ₂ (e O ₃) 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 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 H Idrogeno 1.00784	2 IIA He Elio 4.002602											13 IIIA B Boro 10.811	14 IVA C Carbonio 12.0107	15 VA N Azoto 14.00674	16 VIA O Ossigeno 15.9994	17 VIIA F Fluoro 18.9984032	18 VIIIA Ne Neon 20.1797	
3 Li Litio 6.941	4 Be Berillio 9.012182											5 B Boro 10.811	6 C Carbonio 12.0107	7 N Azoto 14.00674	8 O Ossigeno 15.9994	9 F Fluoro 18.9984032	10 Ne Neon 20.1797	
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 Al Alluminio 26.981538	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fosforo 30.973761	16 S Zolfo 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argon 39.948	
19 K Potassio 39.0983	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Scandio 44.955910	22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganese 54.938049	26 Fe Ferro 55.8457	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 74.92160	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 88.90585	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnezio (98)	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 Antimonio 121.760	52 Te Tellurio 127.60	53 I Iodio 126.90447	54 Xe Xeno 131.293	
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.9479	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Tallio 204.3833	82 Pb Piombo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radone (222)	
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 to 103	104 Rf Rutherfordio (261)	105 Db Dubnio (262)	106 Sg Seaborgio (266)	107 Bh Bohrio (264)	108 Hs Hassio (269)	109 Mt Meitnerio (268)	110 Ds Darmstadtio (271)	111 Rg Roentgenio (272)	112 Uub Ununbio (285)	113 Uut Ununtrio (284)	114 Uuq Ununquadio (289)	115 Uup Ununpentio (288)	116 Uuh Ununhexio (292)	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium	

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

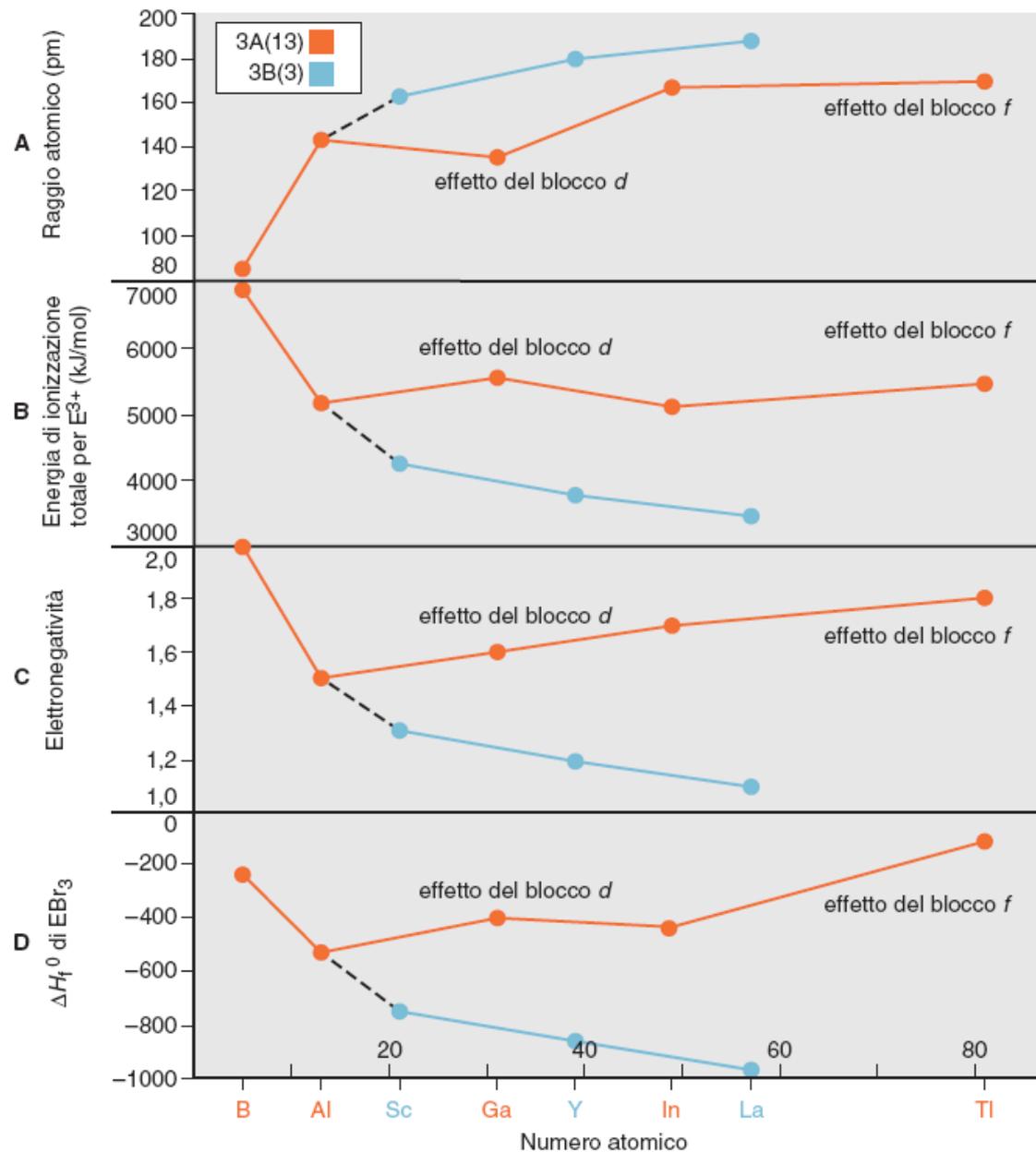
Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

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 La Lantanio 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Promezio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disperbio 162.500	67 Ho Olmio 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Itterbio 173.04	71 Lu Lutetio 174.967
89 Ac Attinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protoattinio 231.03688	92 U Uranio 238.02891	93 Np Nettunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (288)	102 No Nobelio (289)	103 Lr 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 ΔH_f^0 per $GaBr_3$ e $TlBr_3$ sono più piccoli del previsto.



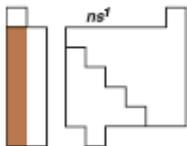
Gruppo 1 – Metalli alcalini

1	2	Nuovo Originale										13	14	15	16	17	18			
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A	9A	10A	11A	12A	13A	14A	15A	16A	17A	18A			
1 H 1.00794																	2 He 4.002602			
3 Li 6.941	4 Be 9.0122											5 B 10.811	6 C 12.01074	7 N 14.00642	8 O 15.999	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797			
11 Na 22.98976928	12 Mg 24.304											13 Al 26.9815386	14 Si 28.0855	15 P 30.973762	16 S 32.06	17 Cl 35.453	18 Ar 39.948			
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.845	27 Co 58.9332	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.409	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.796			
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90584	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 102.90550	46 Pd 106.3675	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.760	52 Te 127.60	53 I 126.90547	54 Xe 131.29			
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 to 71										82 Pb 208.98038	83 Bi 208.98038	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]				
87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 to 103										110 Ds [285]	111 Rg [286]	112 Uub [287]	113 Uut [288]	114 Uuq [289]	115 Uup [290]	116 Uuq [291]	117 Uus [292]	118 Uuo [293]

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

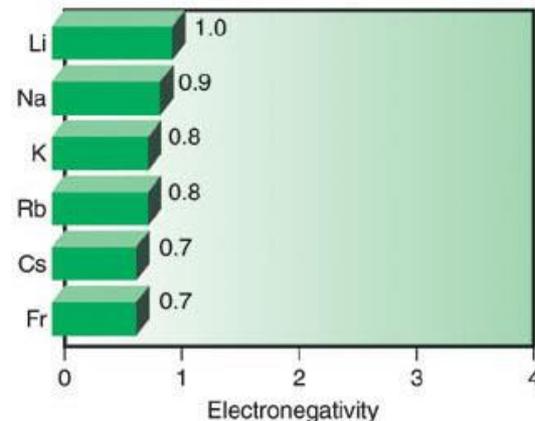
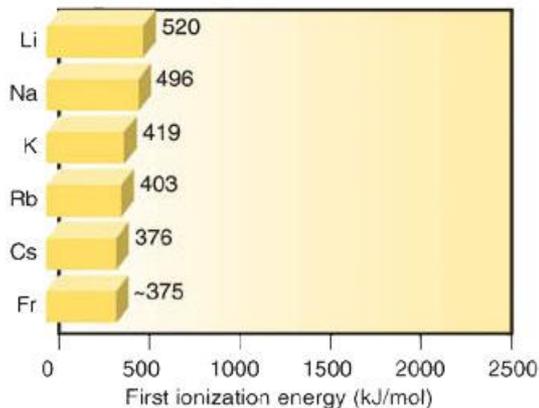


GRUPPO 1A(1)

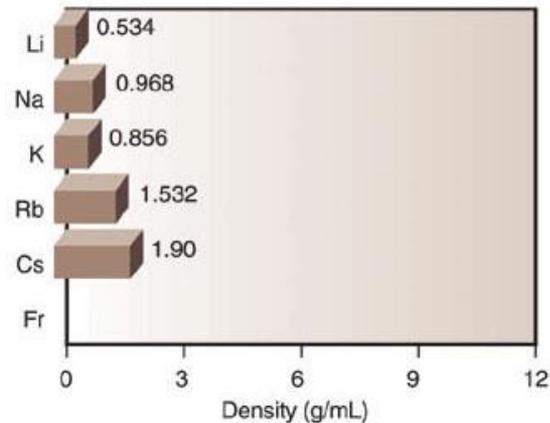
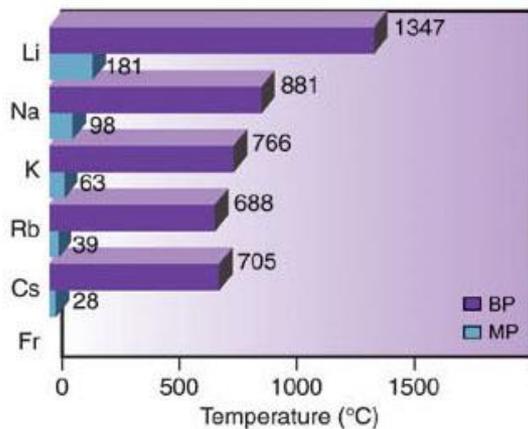
RITRATTO DI FAMIGLIA Gruppo 1A(1): i metalli alcalini

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

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



Proprietà atomiche



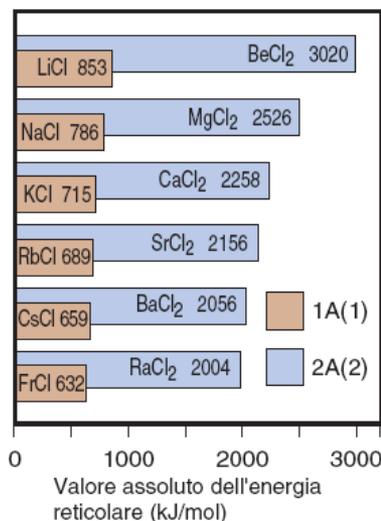
Proprietà fisiche

- 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.

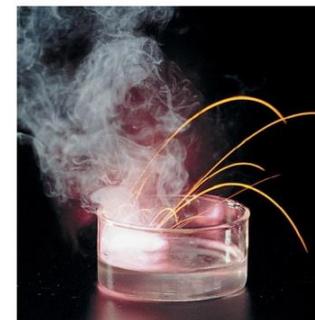


Il litio galleggia sull'olio, che a sua volta galleggia sull'acqua.

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 H₂O:
 - $2E(s) + H_2O(l) \rightarrow 2E^+(aq) + 2OH^-(aq) + H_2(g)$
- I metalli alcalini riducono H₂ per formare idruri ionici:
 - $2E(s) + H_2(g) \rightarrow 2EH(s)$



Reazione tra il potassio e l'acqua.

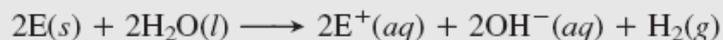
I metalli alcalini sono molto reattivi.



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 H₂O dallo stato di ossidazione +1 allo stato 0:

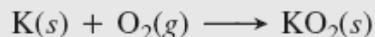
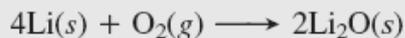


La reazione diventa sempre più vigorosa dall'alto al basso lungo il gruppo (vedi fotografia).



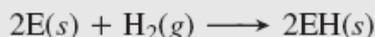
Reazione del potassio con l'acqua

2. I metalli alcalini riducono l'ossigeno, ma il prodotto dipende dal metallo. Li forma l'ossido, Li₂O; Na forma il perossido, Na₂O₂; K, Rb e Cs formano il superossido, EO₂:



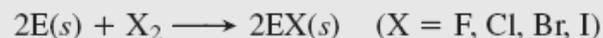
Nei sistemi di respirazione di emergenza, KO₂ reagisce con H₂O e CO₂ presenti nell'aria espirata per rilasciare O₂.

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



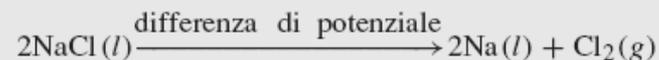
NaH è una base industriale e un agente riducente usato per preparare altri agenti riducenti come NaBH₄.

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

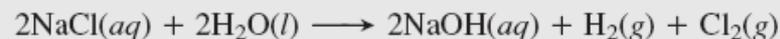


5. Il cloruro di sodio è il più importante alogenuro di metallo alcalino.

(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.

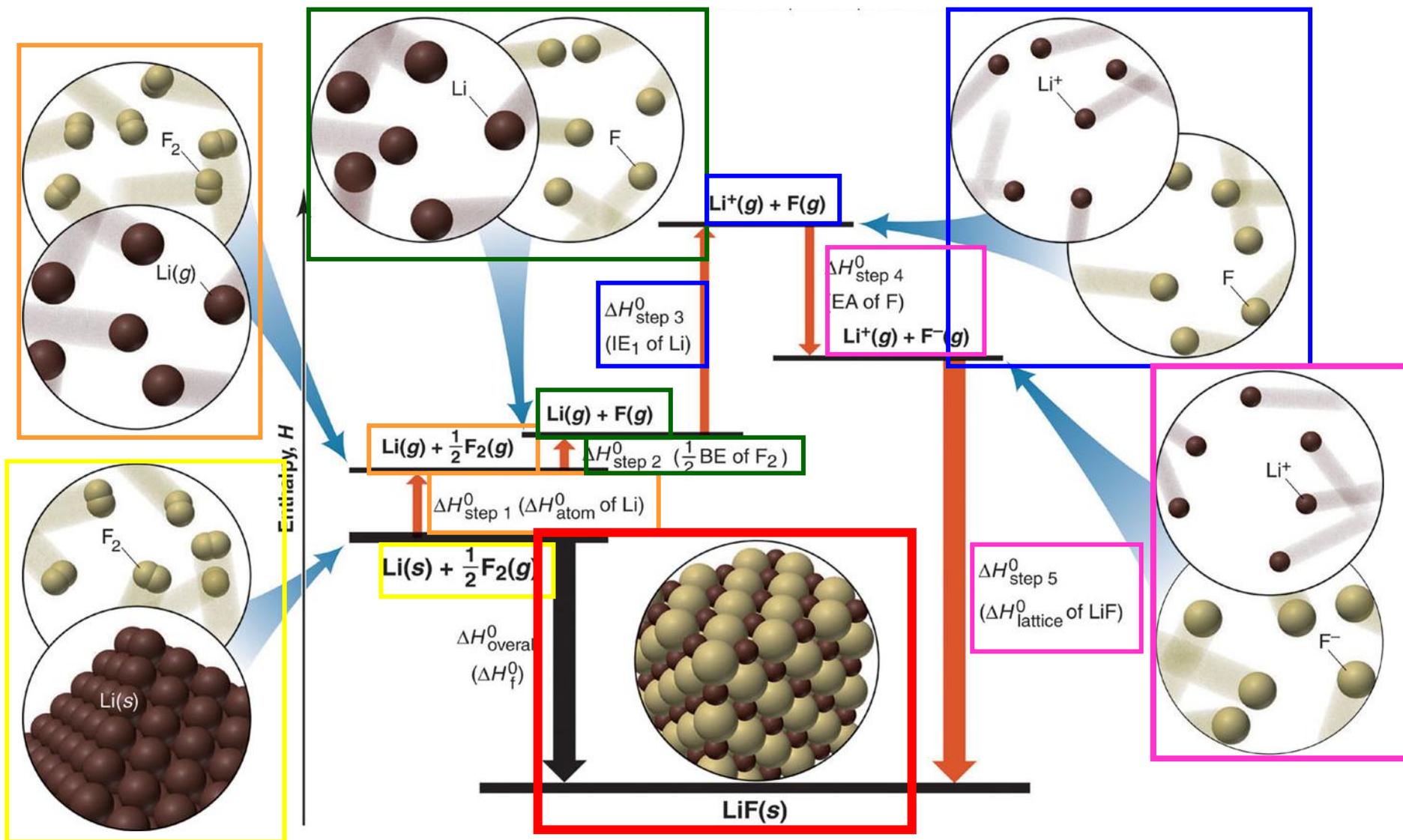
6. L'idrossido di sodio è usato nella preparazione di soluzioni sbiancanti:



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⁺ di una resina a scambio ionico:

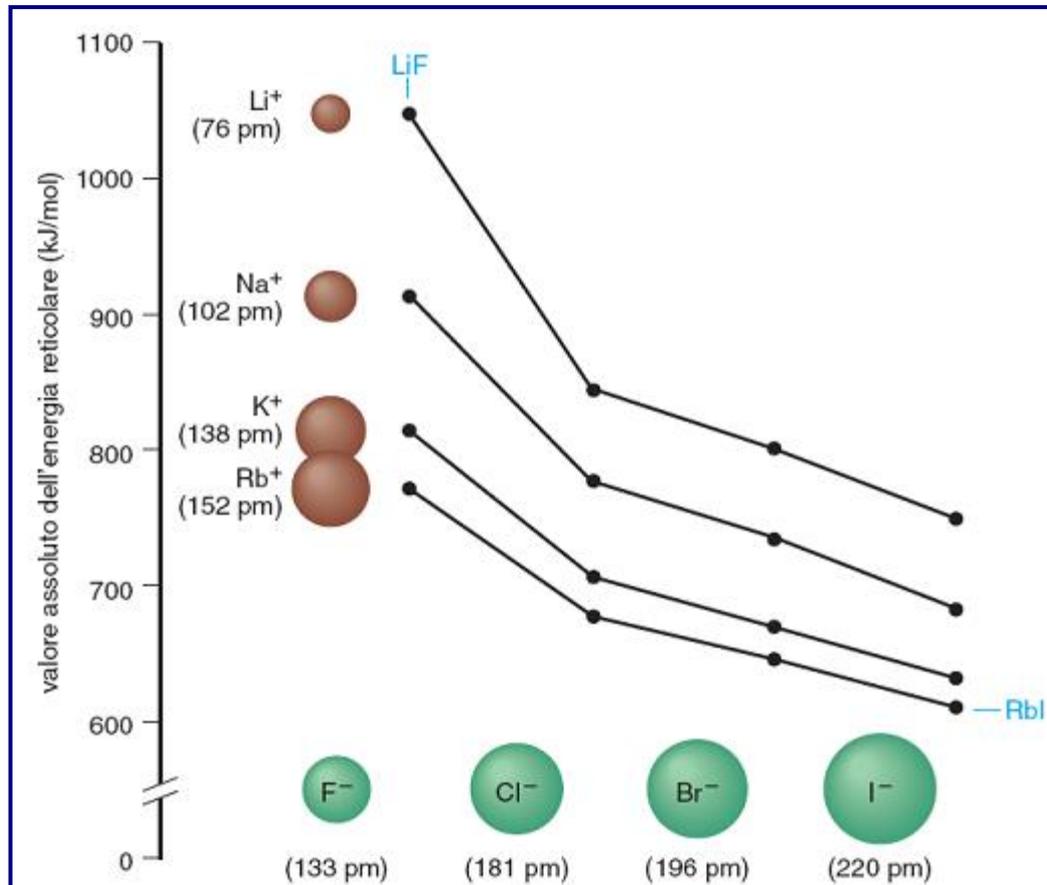


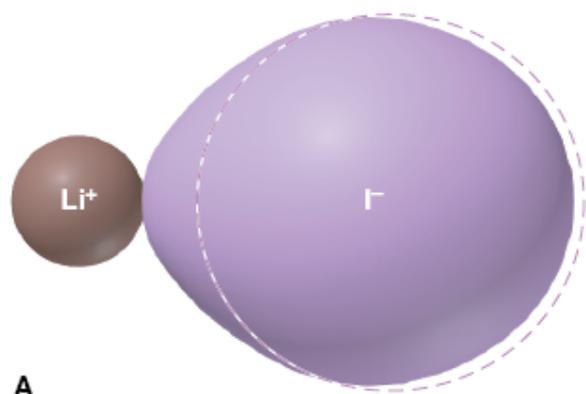
Il ciclo di Born-Haber per il fluoruro di litio



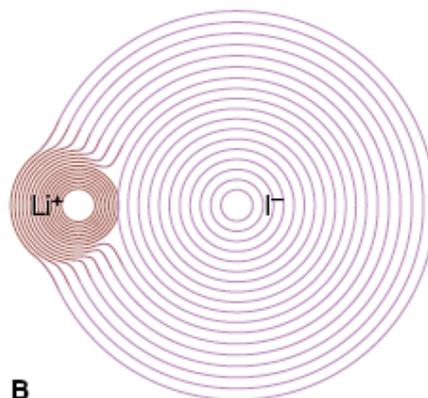
Raggi ionici ed energia reticolare

Alogenuri alcalini





A



B

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

Composti importanti

1. Cloruro di litio (LiCl) e bromuro di litio (LiBr). Essendo lo ione Li^+ molto piccolo, i sali di Li hanno un'elevata affinità per H_2O e tuttavia hanno un calore di soluzione positivo. Perciò, sono usati nei sistemi di deumidificazione e di raffreddamento dell'aria.

2. Carbonato di litio (Li_2CO_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 (NaCl). Ne sono usati milioni di tonnellate nella produzione industriale di Na, NaOH , $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$, Na_2SO_4 e HCl . Inoltre, è utilizzato in forma purificata come sale da cucina.

4. Carbonato di sodio (Na_2CO_3) e idrogenocarbonato (bicarbonato) di sodio (NaHCO_3). Il carbonato è usato come base industriale e nella preparazione del vetro.

L'idrogenocarbonato, che rilascia CO_2 a basse temperature ($50 \div 100$ °C), è usato nel lievito artificiale in polvere e negli estintori di incendio.

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

6. Nitrato di potassio (KNO_3). Potente ossidante usato nelle polveri da sparo e nei fuochi d'artificio.

Gruppo 2 – Metalli alcalino-terrosi

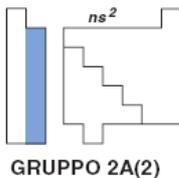
The image shows a periodic table of elements. The elements in Group 2, the alkaline earth metals, are highlighted with a red oval. These elements are Beryllium (Be), Magnesium (Mg), Calcium (Ca), Strontium (Sr), Barium (Ba), and Radium (Ra). The table also includes the Lanthanide and Actinide series at the bottom.

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	IIIA	VA	VA	VIA	VIA
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602	3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182	5 B Boro 10,811	6 C Carbonio 12,01074	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 24,304	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
19 K Potassio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Scandio 44,9559122	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 98,906250	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 Stibio 121,760	52 Te Tellurio 127,60	53 I Iodio 126,905447	54 Xe Xenone 131,29
55 Cs Cesio 132,90545196	56 Ba Bario 137,327	57-71 Lantanidi	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalo 180,94788	74 W Tungsteno 183,84	75 Re Reniolo 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 208,980389	83 Bi Bismuto 208,980389	84 Po Polonio 209	85 At Astatina 210	86 Rn Radone 222
87 Fr Francio 223	88 Ra Radio 226	89-103 Attinidi	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 271	111 Rg Roentgenio 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrio 284	114 Uuq Ununquadio 285	115 Uup Ununpentio 286	116 Uuq Ununsestio 286	117 Uus Ununseptio 289	118 Uuo Ununoctio 289
89 La Lantanio 138,90547	90 Ce Cerio 140,116	91 Pr Praseodimio 140,90766	92 Nd Neodimio 144,24	93 Pm Prometio 144,91262	94 Sm Samarco 150,36	95 Eu Europio 151,964	96 Gd Gadolinio 157,25	97 Tb Terbio 158,92534	98 Dy Dysprosio 162,50	99 Ho Holmio 164,93032	100 Er Erbio 167,259	101 Tm Terbicio 168,93421	102 Yb Ytterbio 173,04	103 Lu Lutetio 174,967			
90 Ac Attinio 227	91 Th Torio 232,0381	92 Pa Protattinio 231,03688	93 U Uranio 238,02891	94 Np Neptunio 237	95 Pu Plutonio 244	96 Am Americio 243	97 Cm Curcio 247	98 Bk Berkelio 247	99 Cf Californio 251	100 Es Einsteinio 252	101 Fm Fermio 257	102 Md Mendelevio 258	103 No Nobelio 259	104 Lr Lawrencio 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

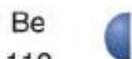


Gruppo 2A(2): i metalli alcalino-terrosi

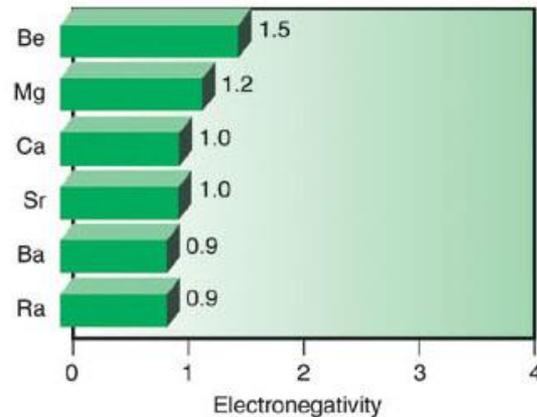
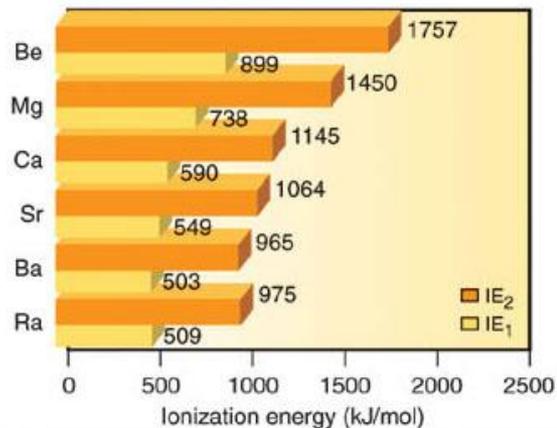
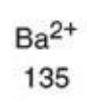
RITRATTO DI FAMIGLIA

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

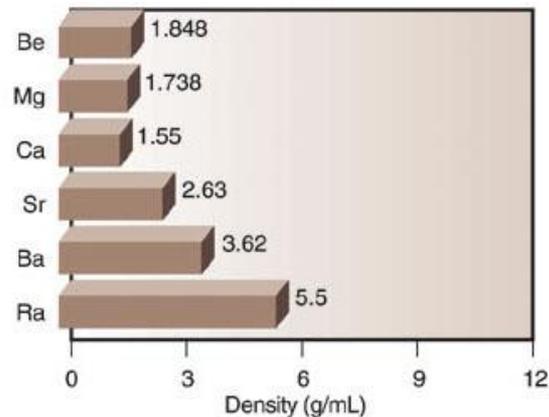
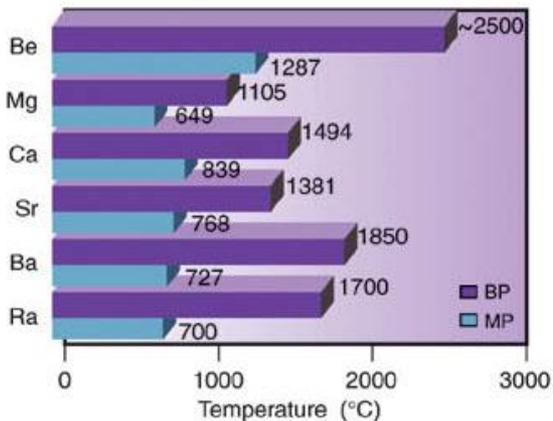
Atomic radius (pm)



Ionic radius (pm)



Proprietà atomiche



Proprietà fisiche

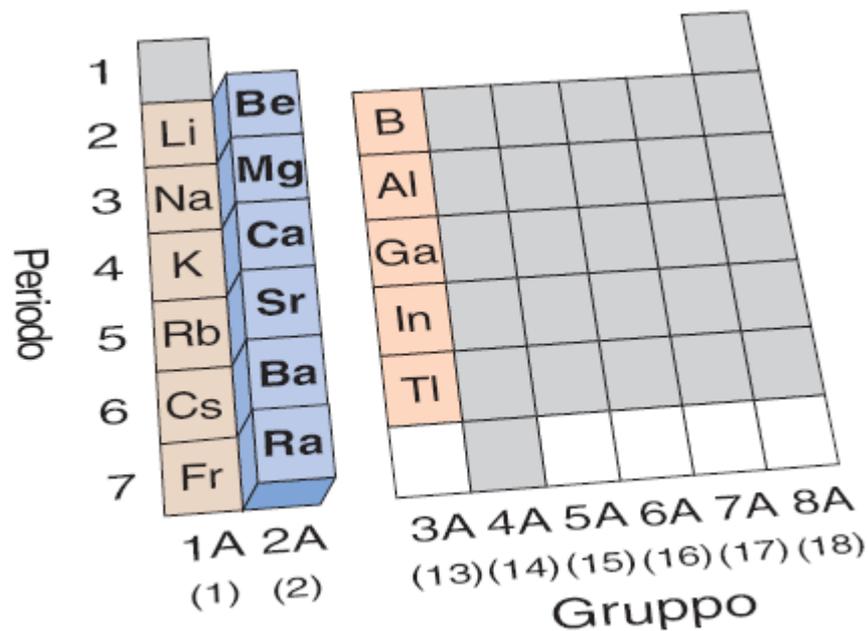


Figura 14.5 Tre relazioni diagonali nella tavola periodica. Certi elementi del Periodo 2 presentano comportamenti che sono assai simili a quelli degli elementi del Periodo 3 immediatamente al di sotto e a destra. Esistono tre di queste relazioni diagonali: Li e Mg, Be e Al, B e Si.

	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

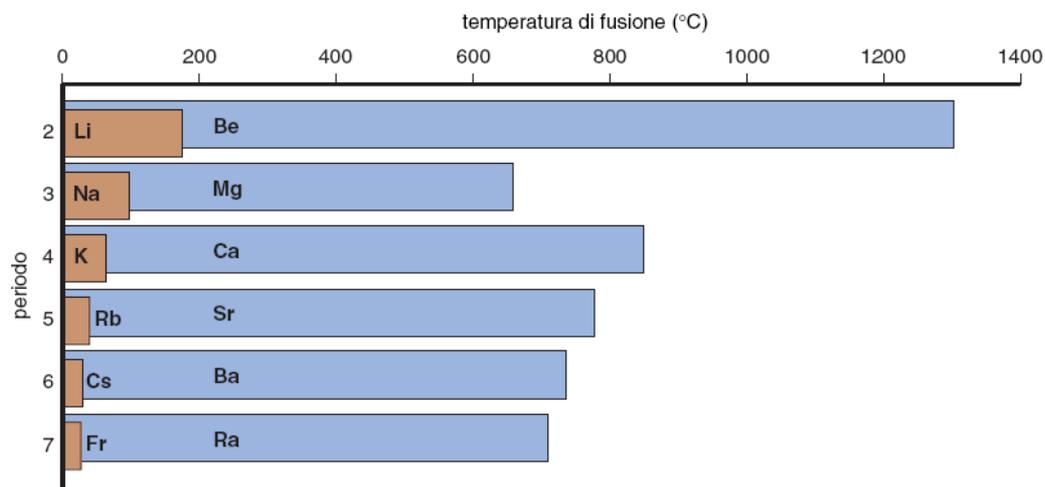


Figura 9.23 Temperature di fusione degli elementi dei Gruppi 1A(1) e 2A(2). I metalli alcalino-terrosi [Gruppo 2A(2), blu] hanno temperature di fusione più alte di quelle dei metalli alcalini [Gruppo 1A(1), marrone] perché i loro ioni hanno cariche 2+ e il “mare di elettroni” ha un numero doppio di elettroni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

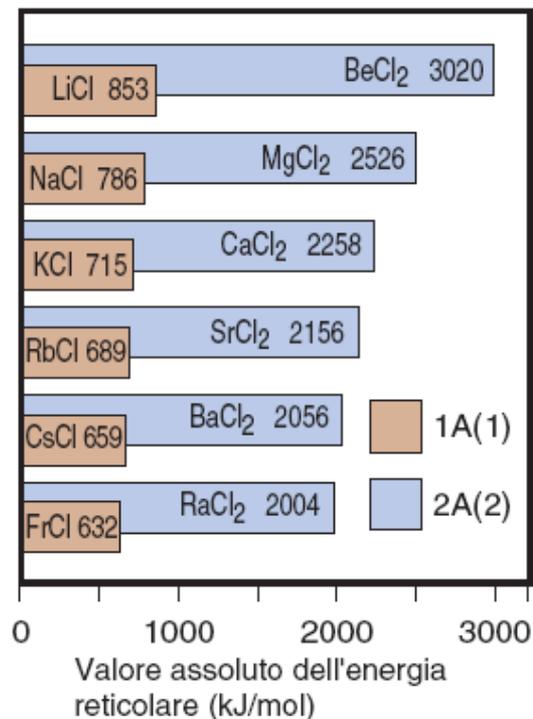
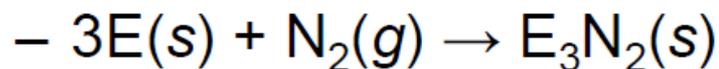
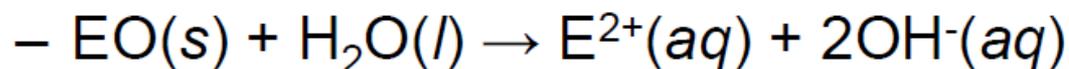


Figura 14.2 Energie reticolari dei cloruri di elementi dei Gruppi 1A(1) e 2A(2). Il valore assoluto dell'energia reticolare decresce in modo regolare in entrambi i gruppi di cloruri metallici via via che i cationi diventano più grandi. Le energie reticolari dei cloruri degli elementi del Gruppo 2A(2) 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:



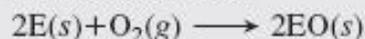
- Tutti i carbonati si decompongono termicamente formando il corrispondente ossido:



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 O₂ per formare gli ossidi:

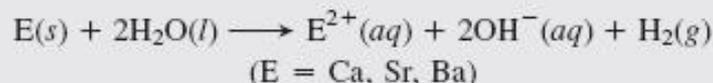


Ba forma anche il perossido, BaO₂.

combustione di un nastro di magnesio

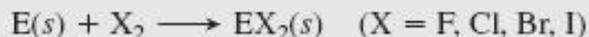


2. I metalli più grandi riducono l'acqua per formare idrogeno gassoso:

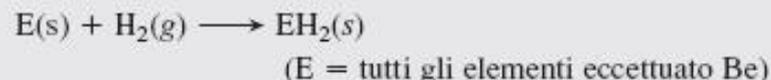


Be e Mg formano un rivestimento aderente di ossido che consente soltanto una reazione blanda.

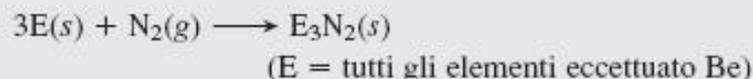
3. I metalli riducono gli alogeni per formare alogenuri ionici:



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:

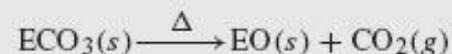


6. Eccettuato BeO anfotero, gli ossidi sono basici:



Ca(OH)₂ 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).

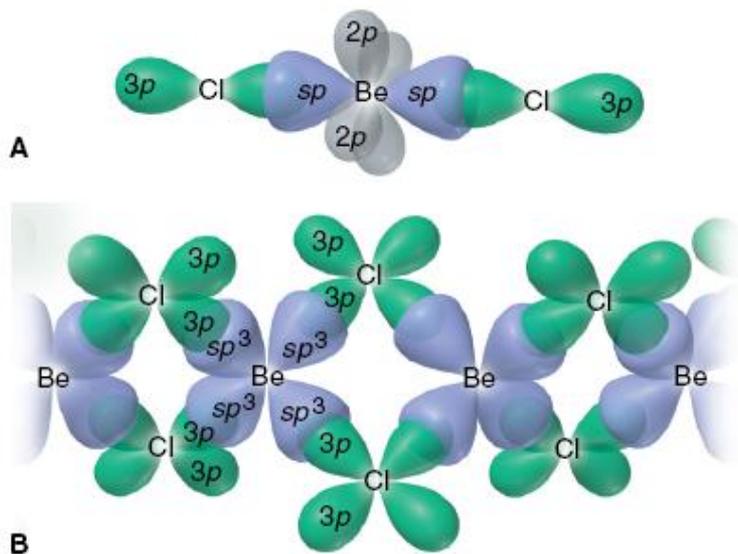


Figura 14.4 Come è superata la carenza di elettroni nel cloruro di berillio. **A.** A temperature elevate, BeCl₂ è una molecola gassosa con soltanto quattro elettroni attorno a ciascun Be. **B.** Il BeCl₂ solido esiste in lunghe catene in cui ciascun atomo Cl fa da ponte tra due atomi Be, conferendo 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 Cr^{3+} che conferiscono allo smeraldo il suo colore verde.

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

3. Alogenuri di alchilmagnesio (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 RMgX con SnCl_4 :



4. Carbonato di calcio (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

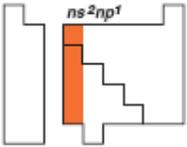
The image shows a periodic table of elements. The elements in Group 13 (the Boron group) are highlighted with a red oval. These elements are Boron (B), Aluminum (Al), Gallium (Ga), Indium (In), and Thallium (Tl). The table includes atomic numbers, symbols, and names for all elements. The periodic table is color-coded by groups, with Group 13 highlighted in red.

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 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602											B Boro 10,811	C Carbonio 12,01074	N Azoto 14,003094	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 72,630	As Arsenico 74,9216	Se Selenio 78,96	Br Bromo 79,904	Kr Kriptone 83,798
19 K Potassio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Scandio 44,955912	22 Ti Titanio 47,867	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 65,38	31 In Indio 75,283	32 Sn Stagno 118,710	33 Sb Antimonio 121,757	34 Te Tellurio 127,46	35 I Iodio 126,905447	36 Xe Xenone 131,29
37 Rb Rubidio 85,4678	38 Sr Stronzio 87,62	39 Y Ittrio 88,905848	40 Zr Zirconio 91,224	41 Nb Niobio 92,90638	42 Mo Molibdeno 95,94	43 Tc Technecio 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 Antimonio 121,757	52 Te Tellurio 127,46	53 I Iodio 126,905447	54 Xe Xenone 131,29
55 Cs Cesio 132,905451	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 Reniio 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 208,980389	84 Po Polonio 209	85 At Astatina 210	86 Rn Radone 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

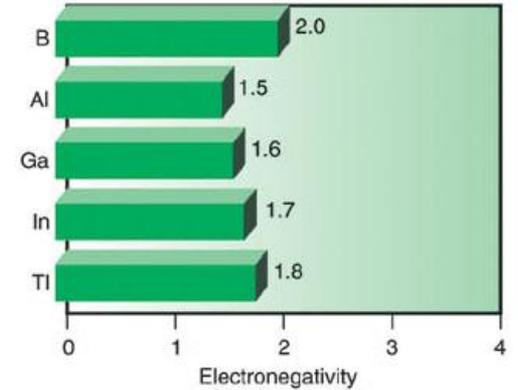
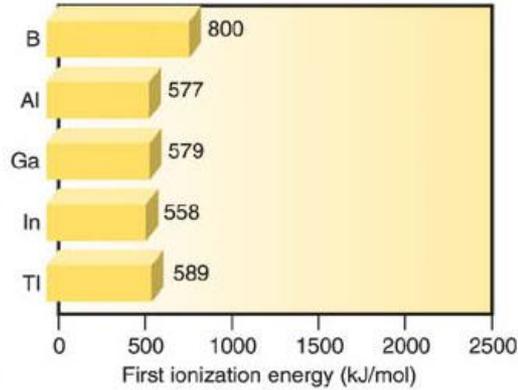
Gruppo 3A(13): la famiglia del boro

5 B 10.81 2s²2p¹ +3	
13 Al 26.98 3s²3p¹ +3	
31 Ga 69.72 4s²4p¹ +3, +1	
49 In 114.8 5s²5p¹ +3, +1	
81 Tl 204.4 6s²6p¹ +1	

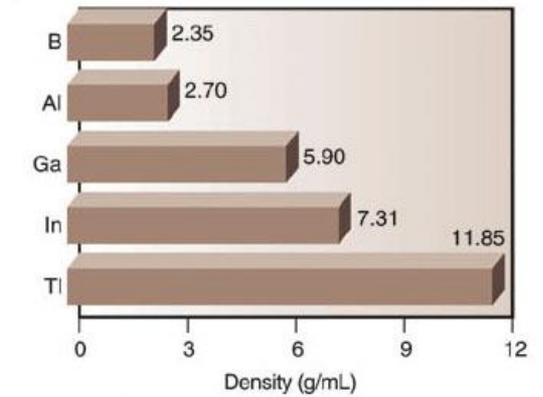
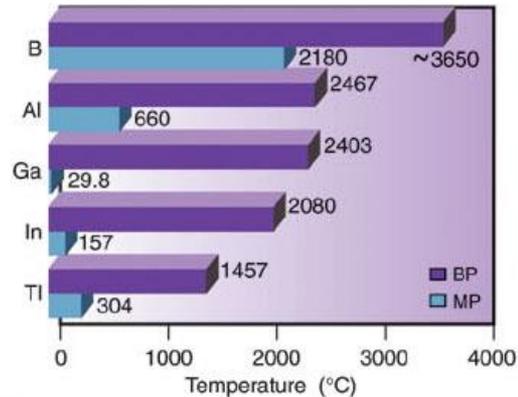
Atomic radius (pm)

Ionic radius (pm)

B 85		
Al 143		Al³⁺ 54
Ga 135		Ga³⁺ 62
In 167		In³⁺ 80
Tl 170		Tl⁺ 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 .

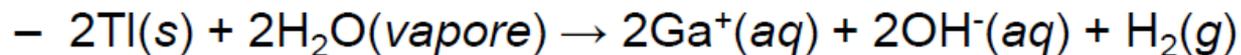
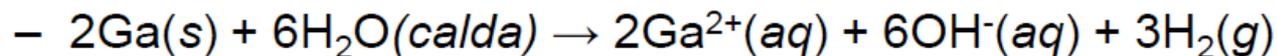
Lo stato di ossidazione **inferiore** diventa prevalente via via che si scende nel Gruppo poiché gli elettroni ns^2 formano una **coppia inerte**.

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.

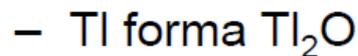
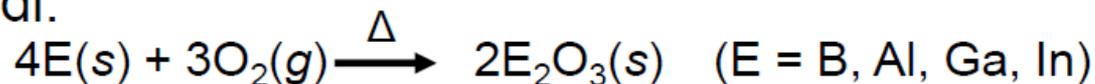
In_2O è più basico di In_2O_3 .



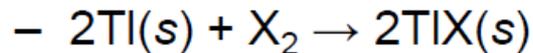
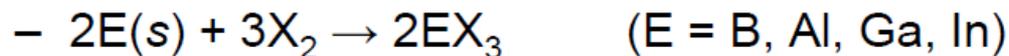
- Gli elementi reagiscono lentamente, o non reagiscono affatto, con l'acqua: 



- Se fortemente riscaldati in O_2 puro, formano gli ossidi:

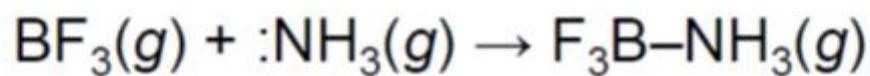


- Tutti gli elementi del gruppo riducono gli alogeni (X_2)



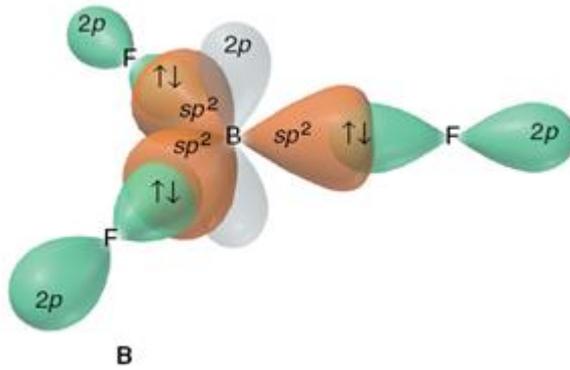
Tutti i composti del boro sono **covalenti** e il B forma composti covalenti reticolari con molti altri elementi.

I composti del boro sono spesso elettroneficienti e si comportano come **acidi di Lewis** accettando una coppia di e⁻.

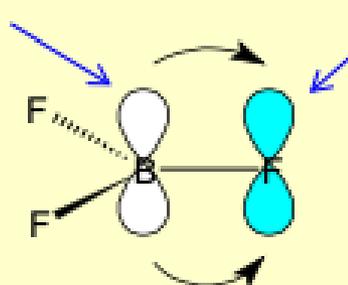


Il boro forma **legami a ponte**, in cui **una coppia** di elettroni è condivisa da **tre** atomi. Questo tipo di legame è comune tra B e H.

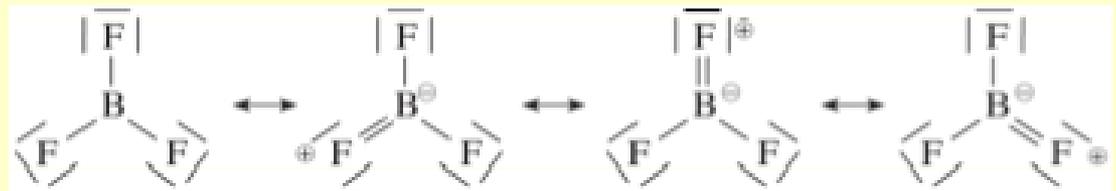
Alogenuri di boro – BX_3

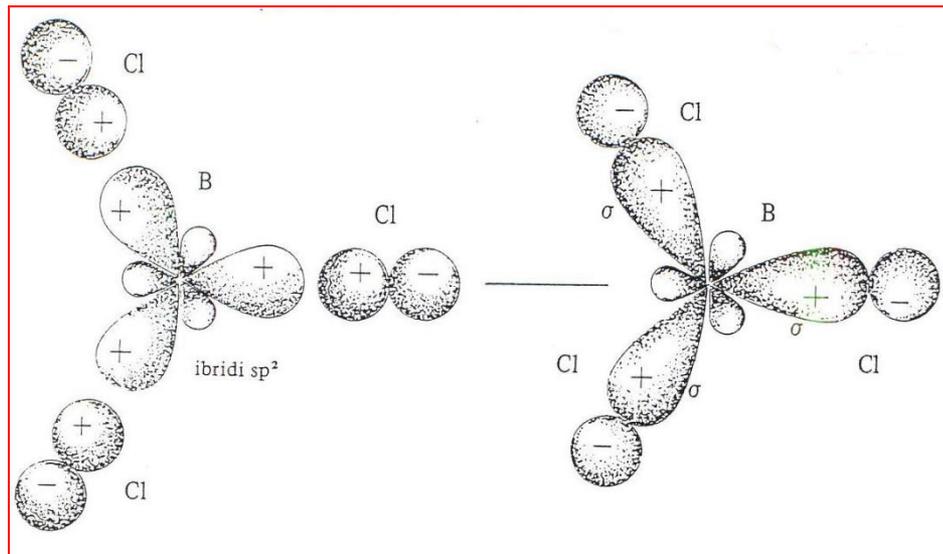


Orbitale vuoto



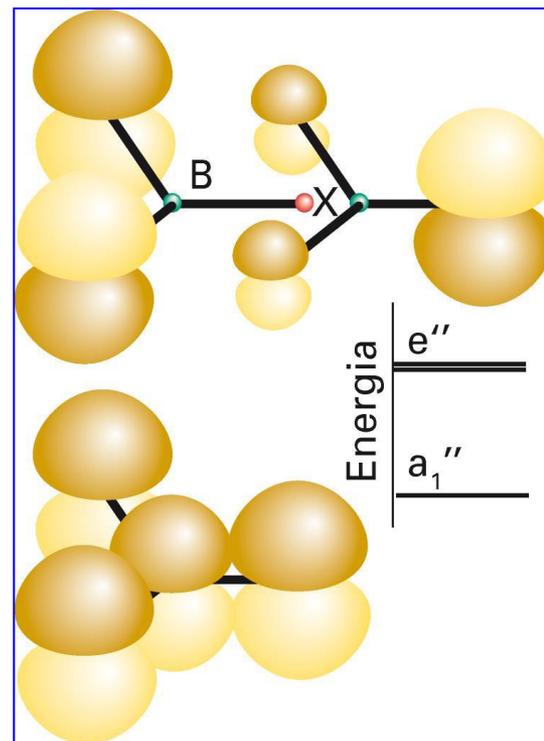
Orbitale pieno





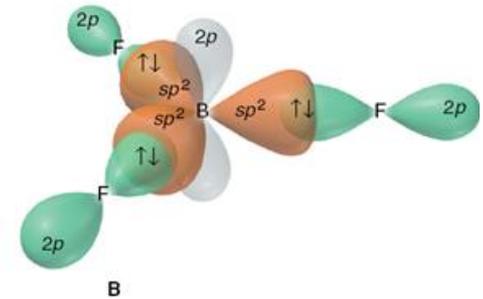
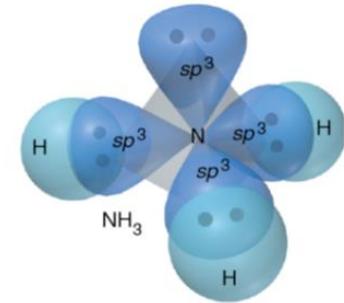
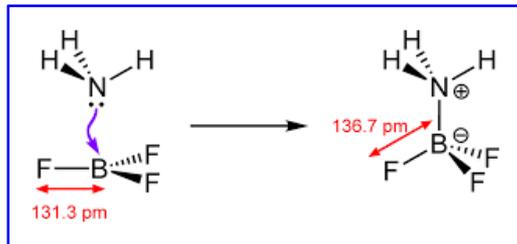
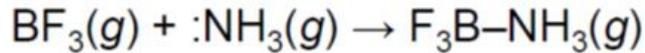
- Formazione di legami σ tra il B (ibrido sp^2) e l'alogenuro (orbitale p)

- Il contributo π 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 π 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.

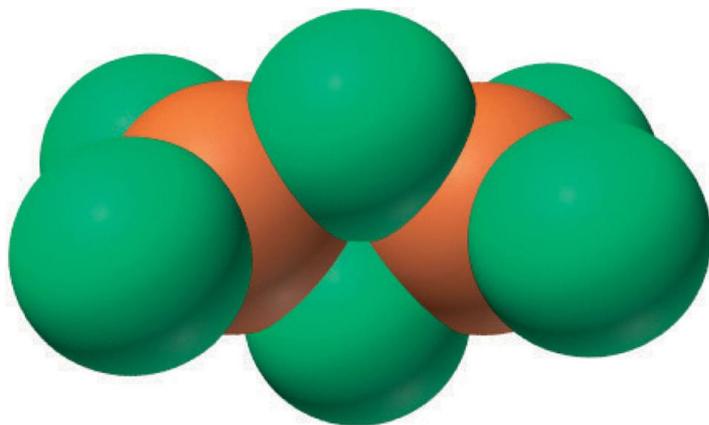
I composti del boro sono spesso elettroneficienti e si comportano come **acidi di Lewis** accettando una coppia di e⁻.



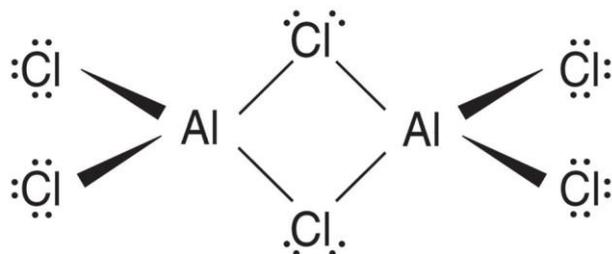
- Quando una base di Lewis reagisce con BX_3 formando un nuovo legame σ il legame π deve essere rotto
- Più forte è tale legame meno favorita è la reazione

➔ 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, Al_2Cl_6 .

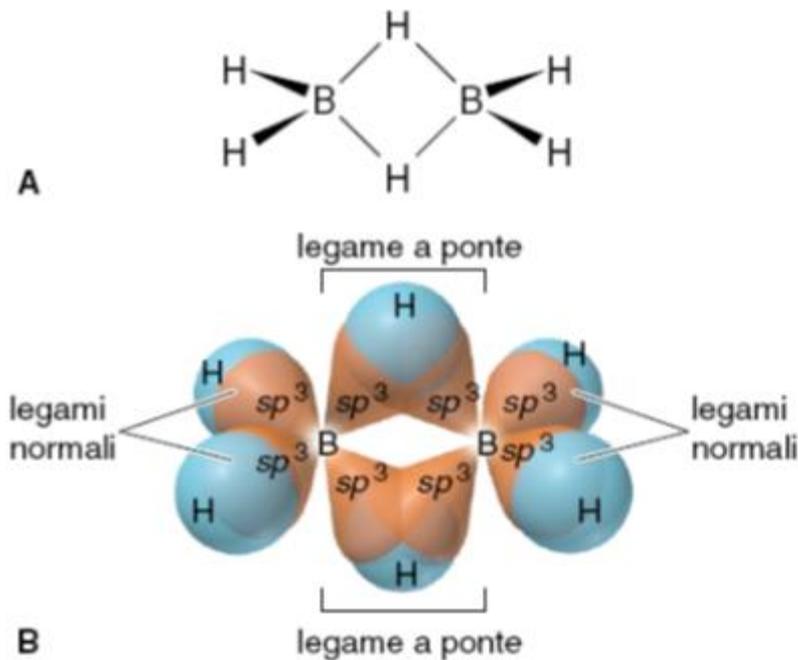


I composti degli elementi del Gruppo 3A hanno maggior carattere covalente dei corrispondenti elementi del Gruppo 2A.

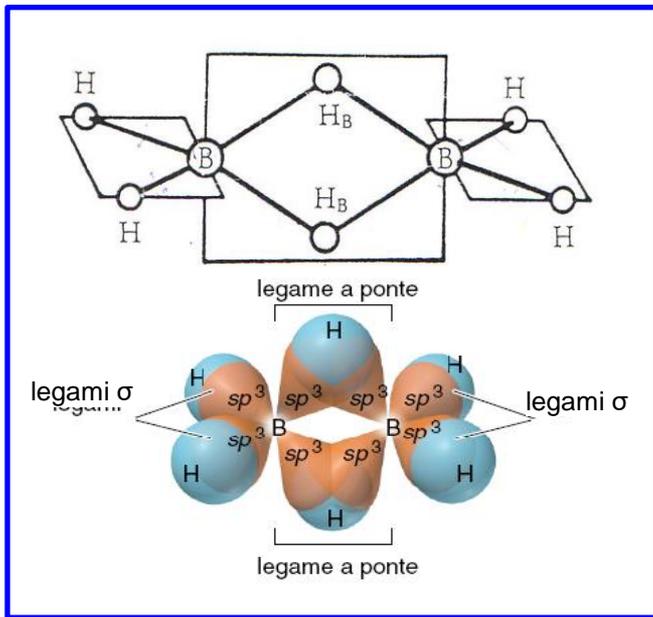
L'alluminio ha le caratteristiche fisiche di un metallo, ma i suoi alogenuri esistono come **dimeri** covalenti.

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.

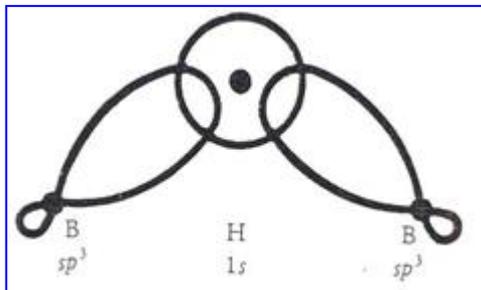


I due tipi di legame covalente nel diborano. A. Una rappresentazione in prospettiva di B_2H_8 mostra l'insolito legame a ponte B—H—B e la disposizione tetraedrica attorno a ciascun atomo B. **B.** Una rappresentazione dei legami di valenza mostra ciascun atomo B ibridato sp^3 che forma legami covalenti 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.

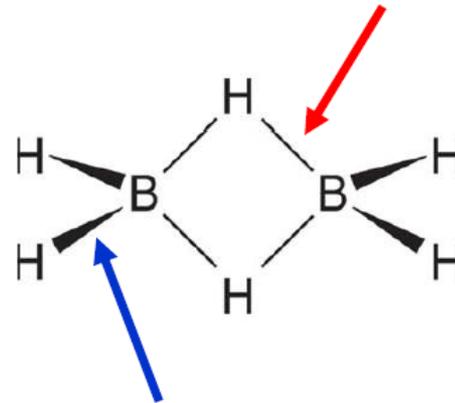


- B \rightarrow ibridi sp^3
- 12 elettroni di valenza
- 8 elettroni nei legami σ B-H
- 2 elettroni in ogni legame a tre centri B-H-B

- 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

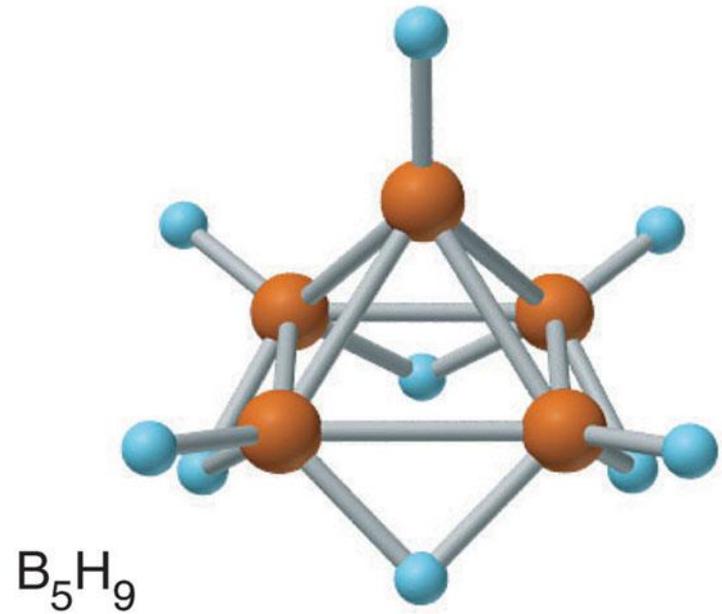
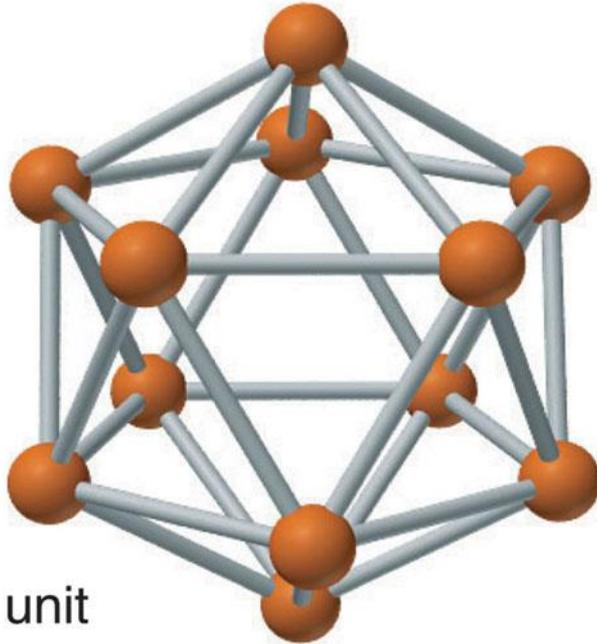


Legame a ponte (o a tre centri o a due elettroni).



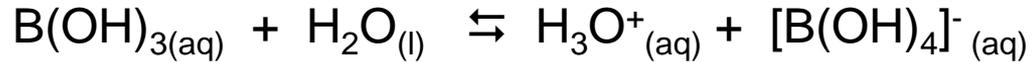
Normale legame covalente formati per sovrapposizione dell'orbitale ibrido sp^3 del B con l'orbitale s dell'H.

L'icosaedro del boro e un borano

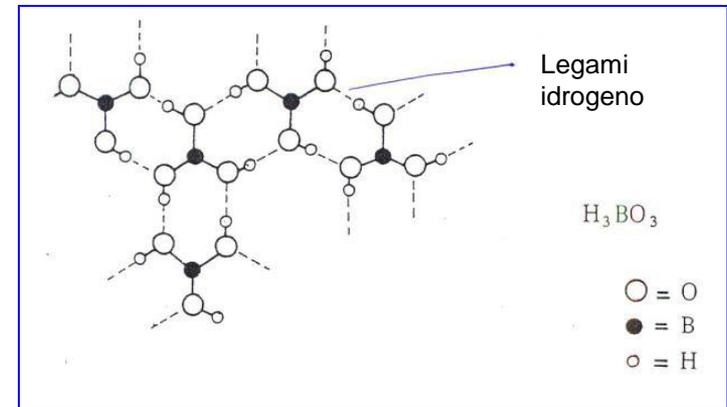
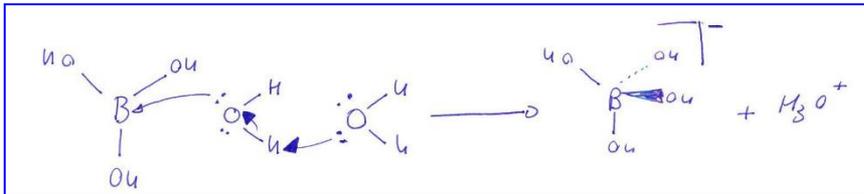


- **Acido borico $B(OH)_3$**

- 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)



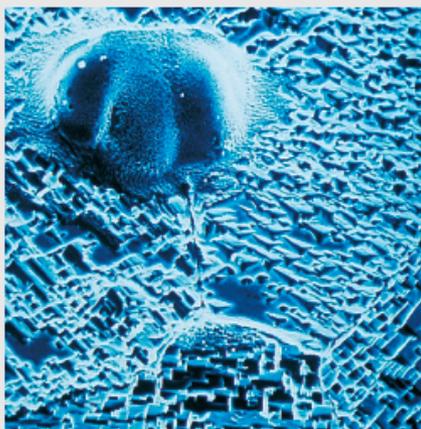
Reazioni rappresentative

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:

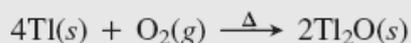
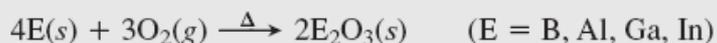


Al si ricopre di uno strato di Al_2O_3 che impedisce ulteriori reazioni (vedi fotografia).



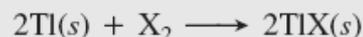
fotografia al microscopio elettronico del rivestimento di ossido su una superficie di alluminio

2. Quando vengono fortemente riscaldati in O_2 puro, tutti gli elementi formano ossidi:



L'acidità degli ossidi decresce dall'alto verso il basso lungo il gruppo: B_2O_3 (debolmente acido) $>$ Al_2O_3 $>$ Ga_2O_3 $>$ In_2O_3 $>$ Tl_2O (fortemente basico), e l'ossido +1 è più basico dell'ossido +3.

3. Tutti gli elementi del gruppo riducono gli alogeni (X_2):



I triallogenuri BX_3 sono composti covalenti volatili. I triallogenuri 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 Al_2O_3 con acidi è importante nella depurazione dell'acqua:



In acqua, Al_2O_3 e 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 (Na_2AlF_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 antitra-spirante.

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.

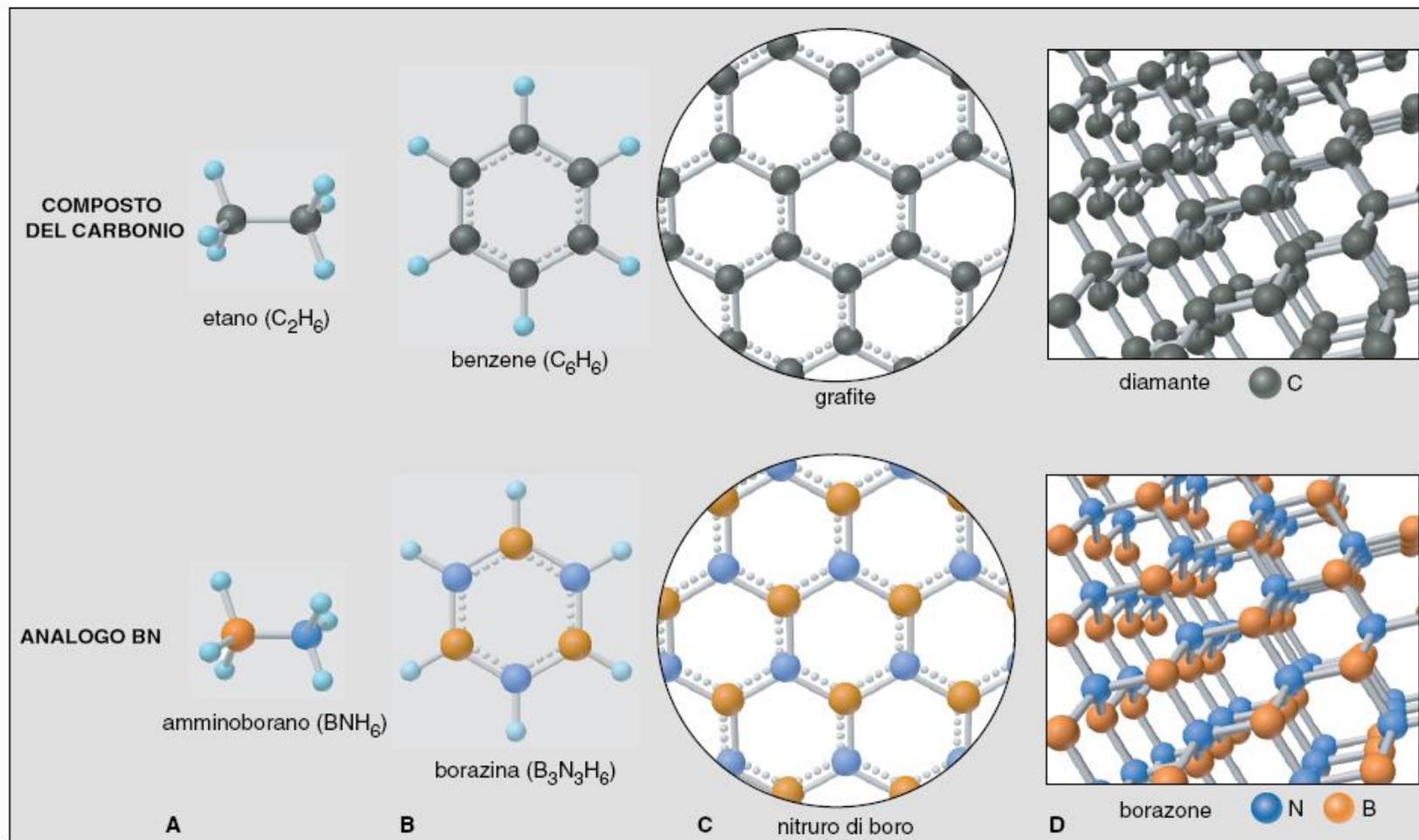


Figura 14.9 Similarità fra sostanze contenenti legami C—C e sostanze contenenti legami B—N. Si noti che, in ciascun caso, B raggiunge un ottetto elettronico legandosi con N ricco di elettroni. **A.** L'etano e il suo analogo BN. **B.** Il benzene e la borazina, detta spesso "benzene inorganico". **C.** 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.

Gruppo 14 – Gruppo del carbonio

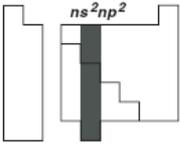
The image shows a periodic table of elements. The elements in Group 14 (Carbon group) are highlighted in green and circled in red. These elements are Carbon (C), Silicon (Si), Germanium (Ge), and Tin (Sn). The table also includes other groups and elements, with some groups labeled as 'Nuovo Originato' (New Originated) and 'Nuovo Originato' (New Originated).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	IB	II	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1 H 1.00794	2 He 4.002602												6 C 12.011	7 N 14.0064	8 O 15.999	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797
3 Li 6.941	4 Be 9.012182											11 B 10.811	12 Si 28.0855	13 P 30.973762	14 S 32.06	15 Cl 35.453	16 Ar 39.948
11 Na 22.98976928	12 Mg 24.305											17 Al 26.9815386	18 Ge 72.64	19 As 74.9216	20 Se 78.96	21 Br 79.904	22 Kr 83.798
19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955912	22 Ti 47.88	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961	25 Mn 54.938045	26 Fe 55.845	27 Co 58.933200	28 Ni 58.6934	29 Cu 63.546	30 Zn 65.409	31 Ga 69.723	32 Ge 72.64	33 As 74.9216	34 Se 78.96	35 Br 79.904	36 Kr 83.798
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62	39 Y 88.90584	40 Zr 91.224	41 Nb 92.90638	42 Mo 95.94	43 Tc [98]	44 Ru 101.07	45 Rh 101.07	46 Pd 106.42	47 Ag 107.8682	48 Cd 112.411	49 In 114.818	50 Sn 118.710	51 Sb 121.757	52 Te 127.60	53 I 126.90547	54 Xe 131.29
55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 to 71	72 Hf 178.49	73 Ta 180.94788	74 W 183.84	75 Re 186.207	76 Os 190.23	77 Ir 192.222	78 Pt 195.084	79 Au 196.966569	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.9804	84 Po [209]	85 At [210]	86 Rn [222]
87 Fr [223]	88 Ra [226]	89 to 103	104 Rf [261]	105 Db [262]	106 Sg [263]	107 Bh [264]	108 Hs [265]	109 Mt [266]	110 Ds [271]	111 Rg [272]	112 Uub [285]	113 Uuq [286]	114 Jup [289]	115 Uuh [288]	116 Uuq [289]	117 Uus [289]	118 Uuo [289]
57 La 138.905	58 Ce 140.118	59 Pr 140.90766	60 Nd 144.24	61 Pm [145]	62 Sm 150.36	63 Eu 151.964	64 Gd 157.25	65 Tb 158.92534	66 Dy 162.500	67 Ho 164.93032	68 Er 167.259	69 Tm 168.93421	70 Yb 173.04	71 Lu 174.967			
89 Ac [227]	90 Th [232]	91 Pa [231]	92 U [238]	93 Np [237]	94 Pu [244]	95 Am [243]	96 Cm [247]	97 Bk [247]	98 Cf [251]	99 Es [252]	100 Fm [257]	101 Md [258]	102 No [259]	103 Lr [260]			

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 4A(14)

RITRATTO DI FAMIGLIA

Gruppo 4A(14): la famiglia del carbonio

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

Atomic radius (pm)

C
77

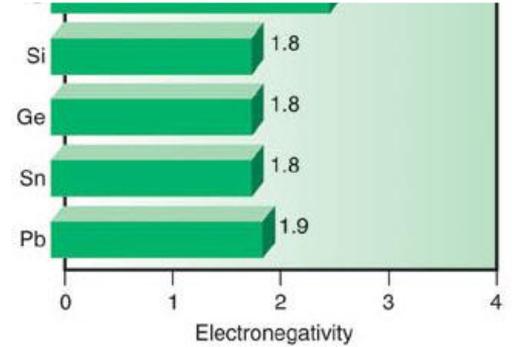
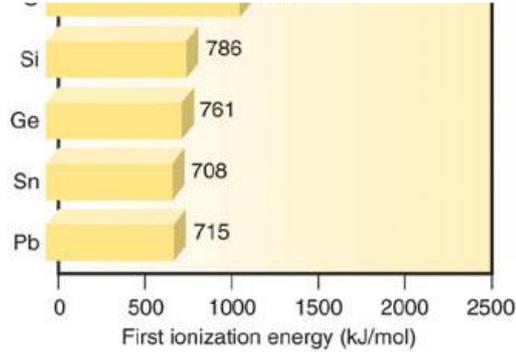
Si
118

Ge
122

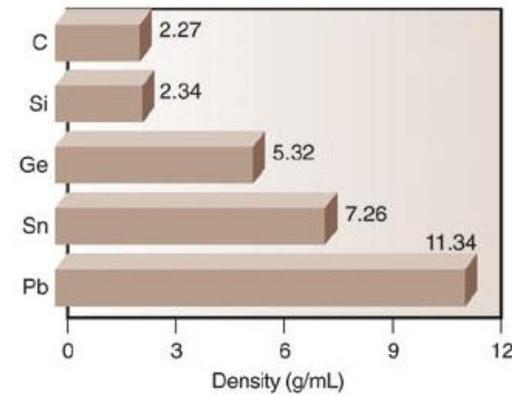
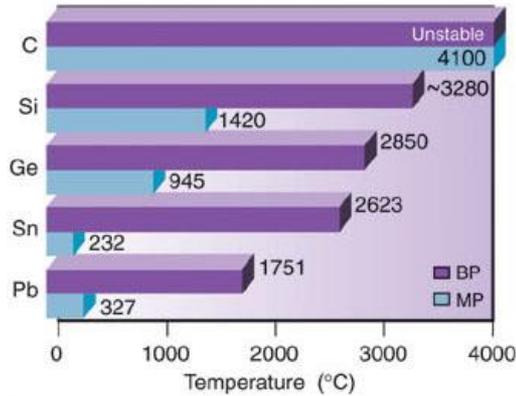
Sn
140

Pb
146

Ionic radius (pm)



Proprietà atomiche



Proprietà fisiche

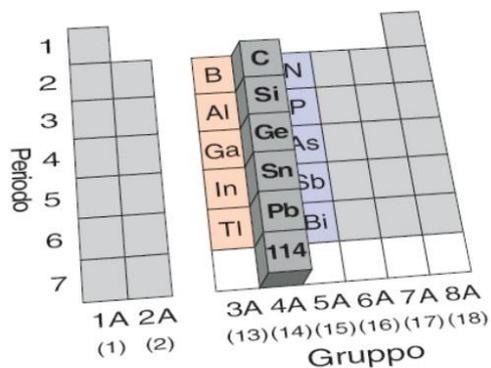


Figura 14.18 Guardando indietro al Gruppo 3A(13) e avanti al gruppo 5A(15) dal punto di vista del Gruppo 4A(14).



Element	Ionization Energy (kJ mol ⁻¹)	Electron Affinity (kJ mol ⁻¹)	Melting Point (°C)	Boiling Point (°C)	Electro-negativity
C	1086	122	4100	a	2.544
Si	786	134	1420	3280 ^b	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 β bianco e lo stagno α 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)	ΔH_{fus} (kJ/mol)	Elemento	Tipo di legame	Temperatura di fusione (°C)	ΔH_{fus} (kJ/mol)	Elemento	Tipo di legame	Temperatura di fusione (°C)	ΔH_{fus} (kJ/mol)		
2	B		2180	23,6	C		4100	Molto alta	N		-210	0,7		reticolo covalente
3	Al		660	10,5	Si		1420	50,6	P		44,1	2,5		molecola covalente
4	Ga		30	5,6	Ge		945	36,8	As		816	27,7		metallo
5	In		157	3,3	Sn		232	7,1	Sb		631	20,0		metalloide
6	Tl		304	4,3	Pb		327	4,8	Bi		271	10,5		non metallo

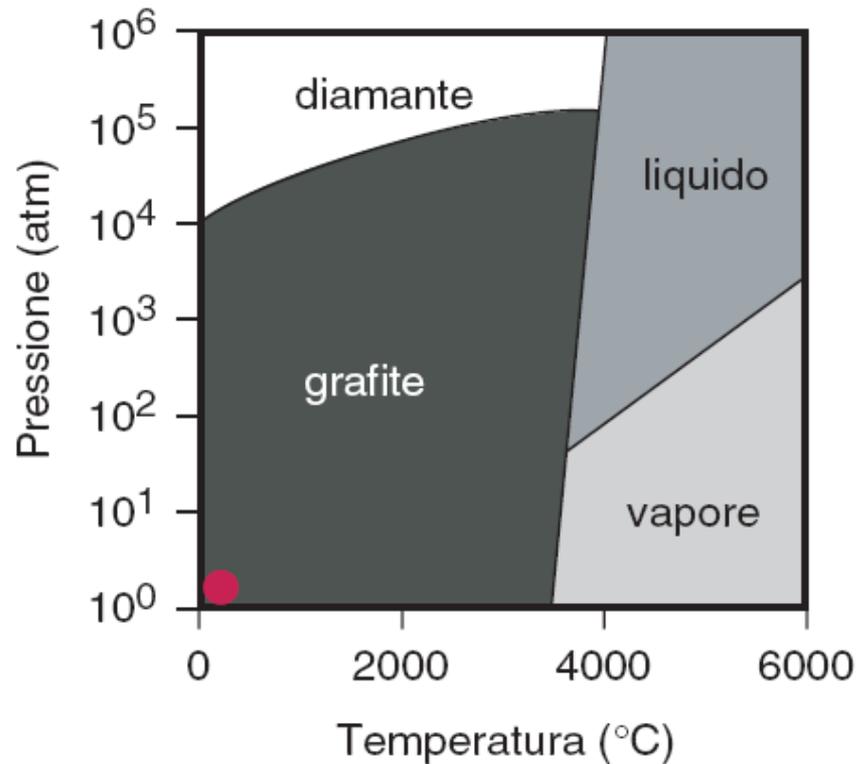
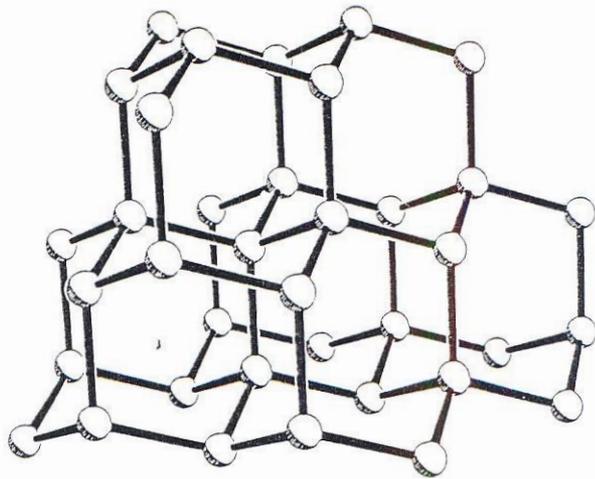
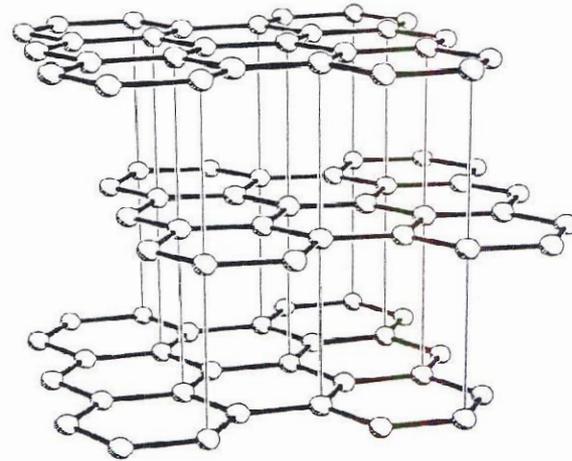


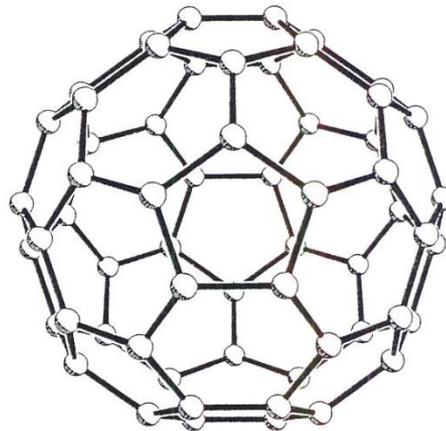
Figura 14.12 Diagramma di fase del carbonio. La grafite è la forma di carbonio più stabile in condizioni ordinarie (*circoletto rosso in basso all'estrema sinistra*). Il diamante è più stabile a pressioni molto alte.



structure of cubic diamond.



structure of hexagonal graphite.



structure of Buckminsterfullerene, C₆₀.

L'elemento carbonio – Diamante e Grafite

Diamante

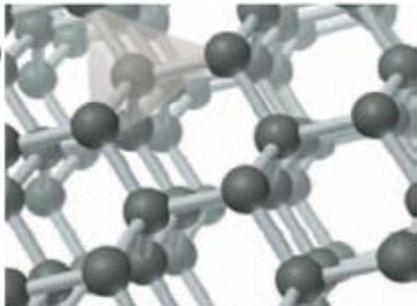
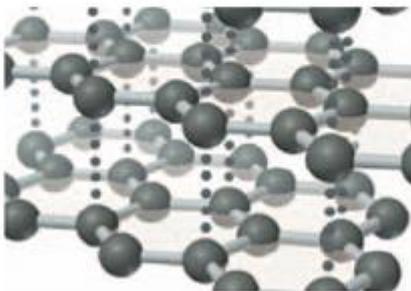
- Isolante
- Duro
- Trasparente
- Elevata conducibilità termica
- Alto indice di rifrazione

Grafite

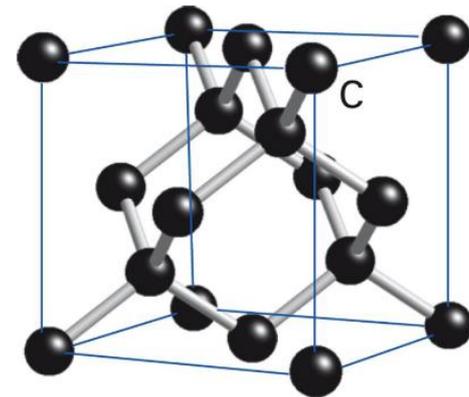
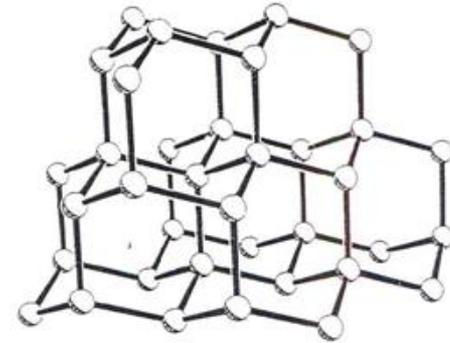
- Buon conduttore
- Tenera e sfaldabile
- Nera
- Debole lucentezza metallica

Confronto delle proprietà del diamante e della grafite

Proprietà	Grafite	Diamante
Densità (g/cm ³)	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
ΔH_{comb}^0 (kJ/mol)	-393,5	-395,4
ΔH_f^0 (kJ/mol)	0 (stato standard)	1,90

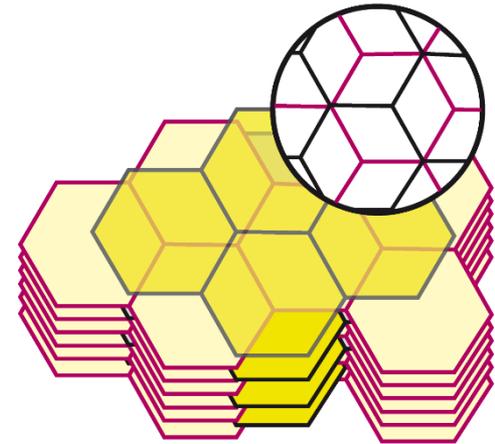
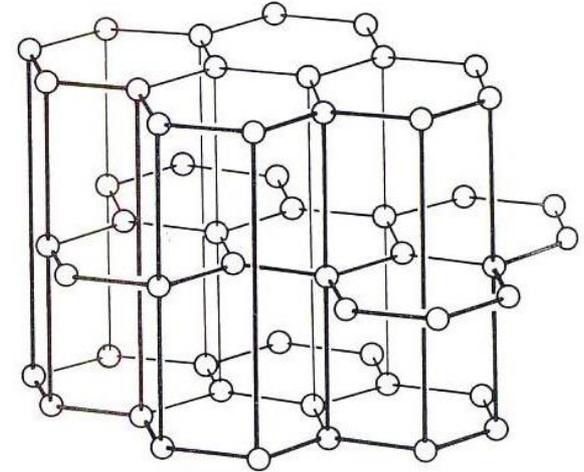


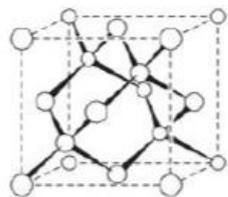
- **Struttura del diamante**
- Struttura cubica
- Reticolo tridimensionale, rigido, covalente
- Ogni atomo di C è legato a quattro atomi di C disposti ai vertici di un tetraedro mediante legami σ (C ibridizzato sp^3)
- Lunghezza di legame C-C 154 pm



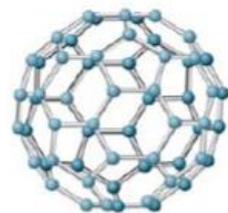
- **Struttura della grafite**

- Strati planari sovrapposti di grafene nei quali ogni atomo di C è legato a tre atomi primi vicini di C con legami σ (C ibridizzato sp^2) e gli orbitali p perpendicolari al piano formano legami π 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)





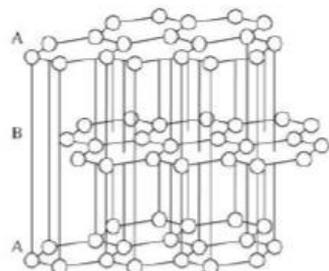
Diamond



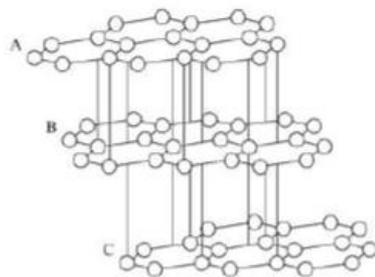
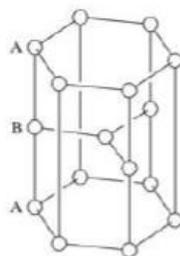
C₆₀



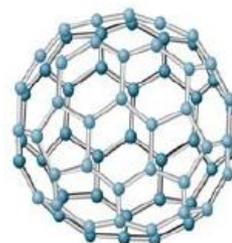
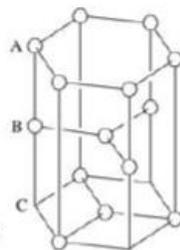
C₆₀ End view



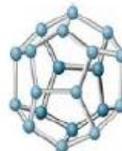
α-Graphite



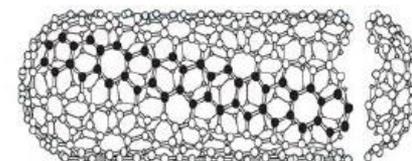
β-Graphite



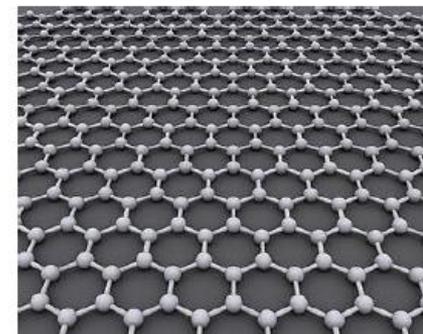
C₇₀



C₂₀



A carbon nanotube



Graphene

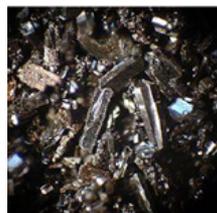
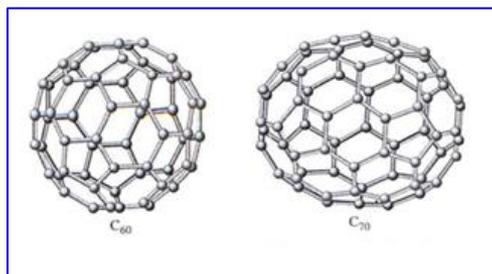
Property

Diamond

Graphite

Density (g cm ⁻³)	3.513	2.260
Electrical resistivity (Ωm)	10 ¹¹	1.375 × 10 ⁻⁵
Standard molar entropy (J mol ⁻¹ K ⁻¹)	2.377	5.740
C _p at 25° C (J mol ⁻¹ K ⁻¹)	6.113	8.527
C—C distance (μm)	154.4	141.5 (within layer) 335.4 (between layers)

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



Crystalline C₆₀

- i. Buckminsterfullerene = C₆₀ discovered in 1985 (Nobel Prize)
- ii. Found in nature at meteorite impact sites
- iii. C₇₀, C₈₀, 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

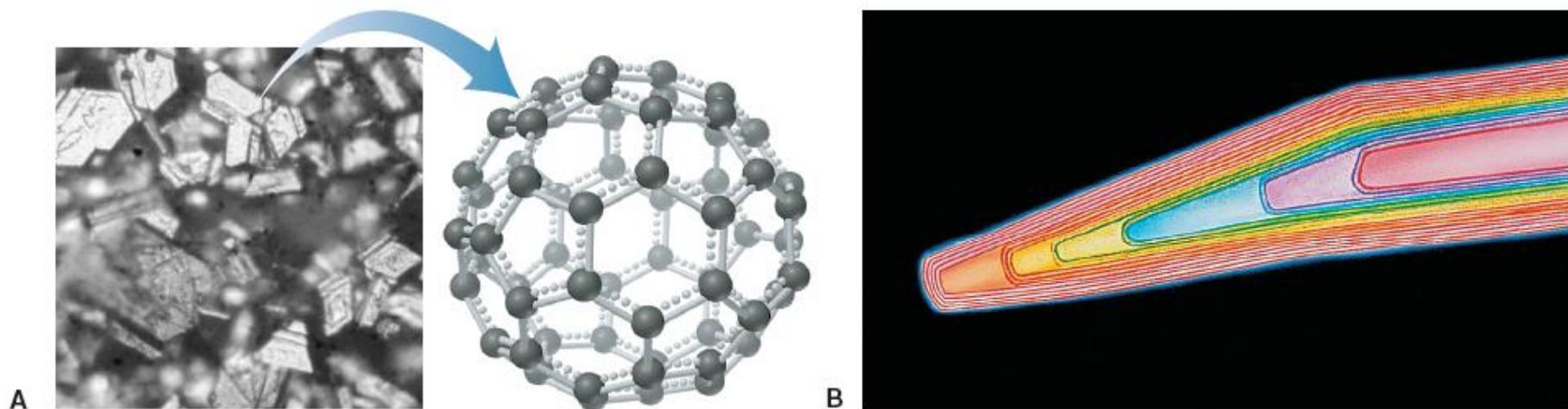


Figura 14.13 Buckyball e nanotubi. **A.** Sono mostrati cristalli di buckminsterfullerene (C₆₀) da cui deriva un modello ball-and-stick (a “sferette e bastoncini”). La madre dei fullereni, la “buckyball”, è una molecola a forma di pallone da calcio costituita da 60 atomi di carbonio. **B.** I nanotubi 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.

SnCl_2 e PbCl_2 sono solidi bianchi, cristallini, altofondenti.

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 CO₂. 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 O₂ in hemoglobin

Carbon Dioxide O=C=O

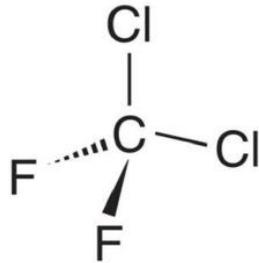
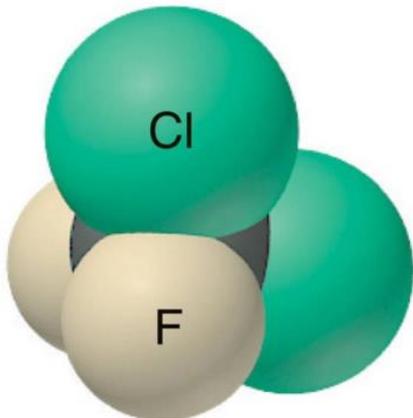
- i. Component of the atmosphere; product of respiration and combustion
- ii. Greenhouse effect = reabsorption of heat bouncing off Earth
- Carbon dioxide concentrations increasing since industrial revolution
- Global Climate change is predicted

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

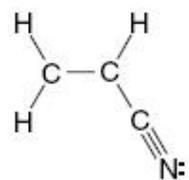


I carbonati metallici, quali CaCO_3 , sono la principale forma minerale.

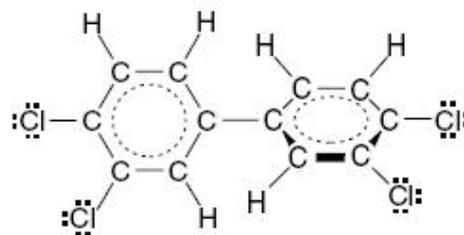
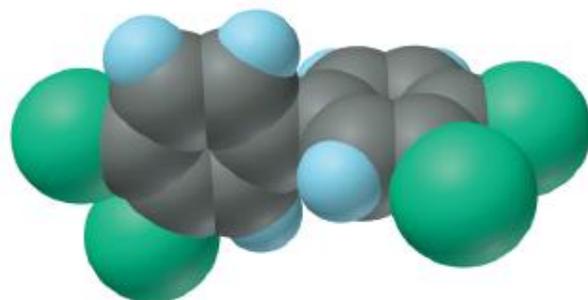
Gli alogenuri di carbonio sono molto usati come solventi.



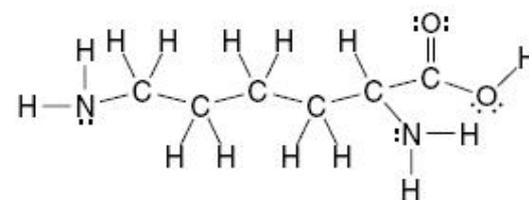
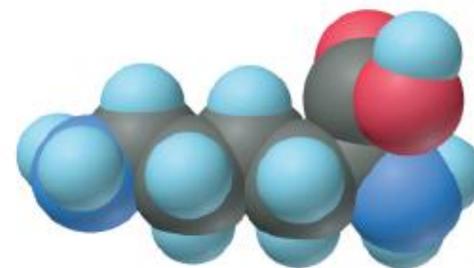
I CFC sono chimicamente e termicamente stabili, atossici e ininfiammabili. Sono eccellenti detergenti per componenti elettronici, fluidi refrigeranti nei frigoriferi e nei condizionatori d'aria, e propellenti nelle bombole aerosol ma si decompongono molto lentamente vicino alla superficie terrestre e 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 – SiO_2

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

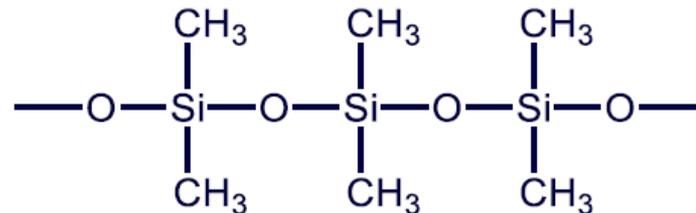
Il silicio si lega all'ossigeno formando unità ripetitive $-\text{Si}-\text{O}-\text{Si}-$ che si trovano nei ***silicati*** e nei ***siliconi***.



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.

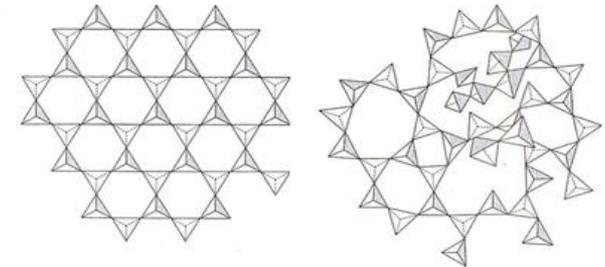


Silice, Silicati e vetri

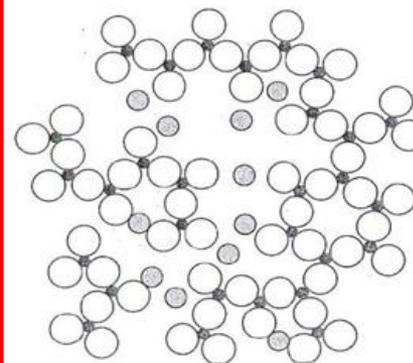
La **silice** e molti **silicati** cristallizzano lentamente e, raffreddando la fusione a velocità appropriata, si possono ottenere **solidi amorfi**, i **vetri**. Come per i liquidi, la struttura è ordinata entro distanze di pochi intervalli interatomici. A differenza dei liquidi, però, la loro **viscosità** 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 (SiO_2 amorfa), si ammorbidisce intorno ai 1600°C , il vetro al borosilicato (con ossido di boro) si ammorbidisce a circa 800°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 Na_2O e CaO , essi reagiscono con 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.



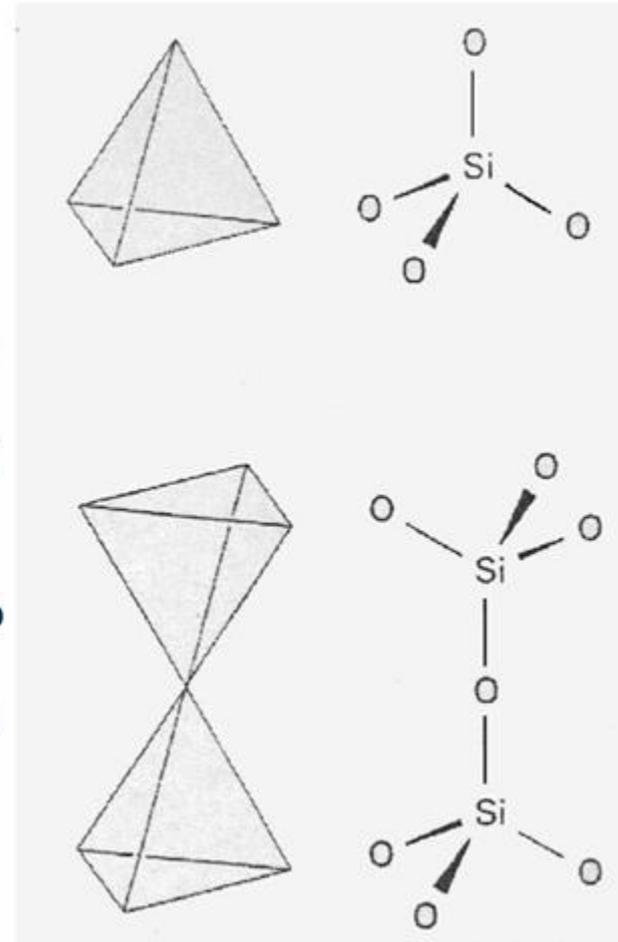
Schematic two-dimensional drawing of the structure of a silicate glass. The fourth oxygen atom of each $[\text{SiO}_4]$ tetrahedron positioned above or below the silicon atom is not drawn for clarity.

Silicati

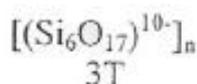
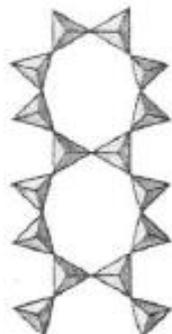
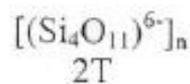
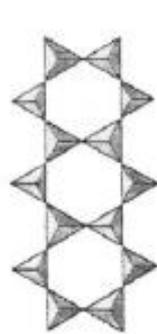
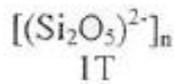
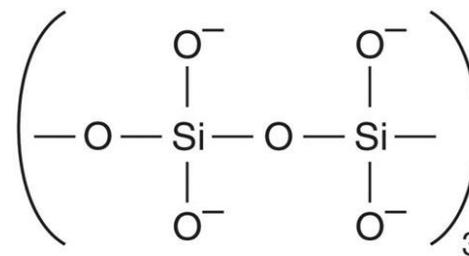
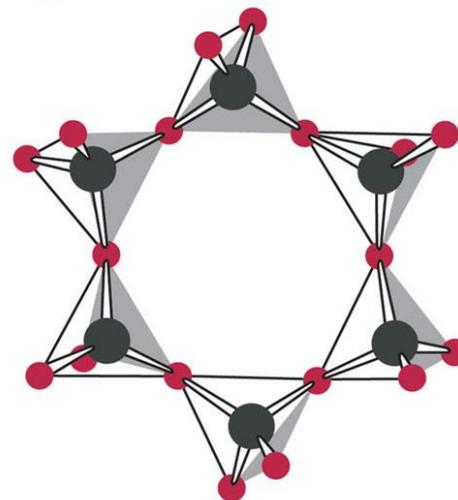
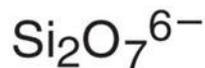
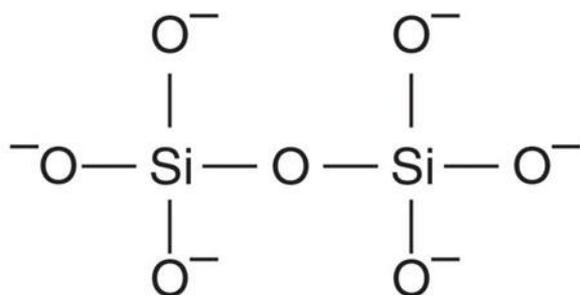
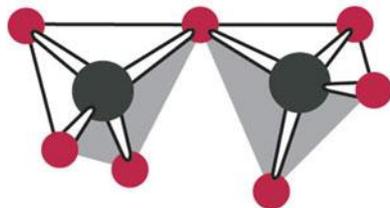
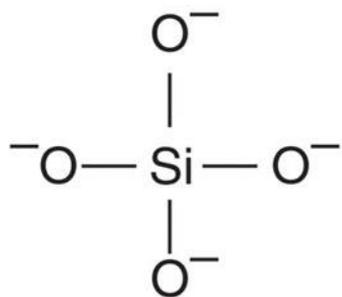
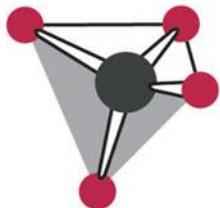
La grande **affinità** del silicio per l'ossigeno spiega l'esistenza di una grande varietà di **silicati** e **composti Si/O** sintetici, che sono importanti in mineralogia, nei processi industriali e in laboratorio.

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

Le complicate strutture si razionalizzano meglio disegnando l'unità **SiO₄ 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

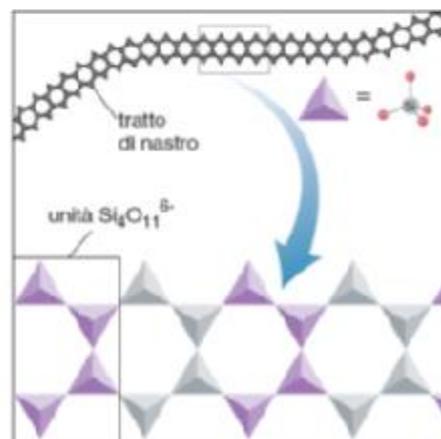
Amianto

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 SiO_4 condivide due dei suoi vertici O con altre unità 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 SiO_4 condivide tre dei suoi quattro vertici O con altre unità 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**.

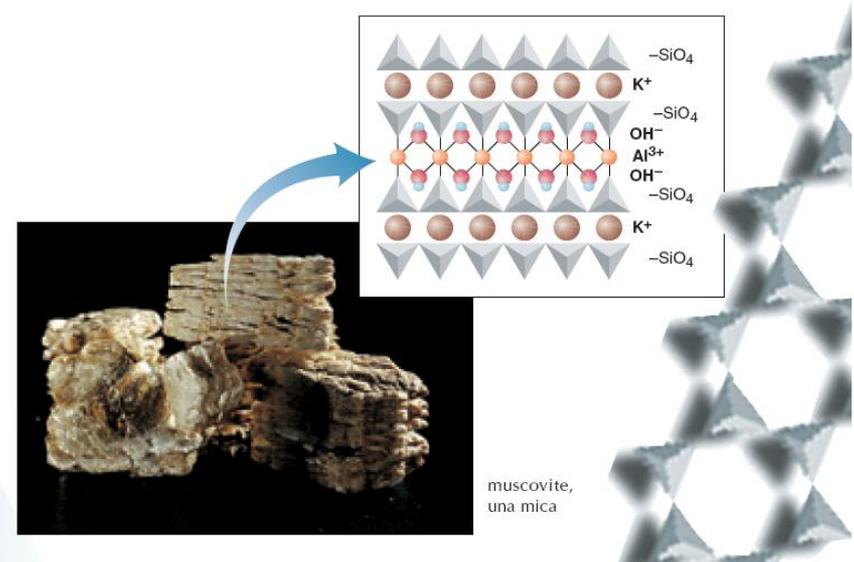
Poiché l'alluminio è presente come Al(III), la sua sostituzione di un Si(IV) aggiunge un'unità alla carica **negativa complessiva**. Per ciascun atomo di Al introdotto al posto di Si, occorre un ulteriore catione, quale H^+ , Na^+ o $\frac{1}{2}Ca^{2+}$. Questi cationi in più determinano un effetto profondo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

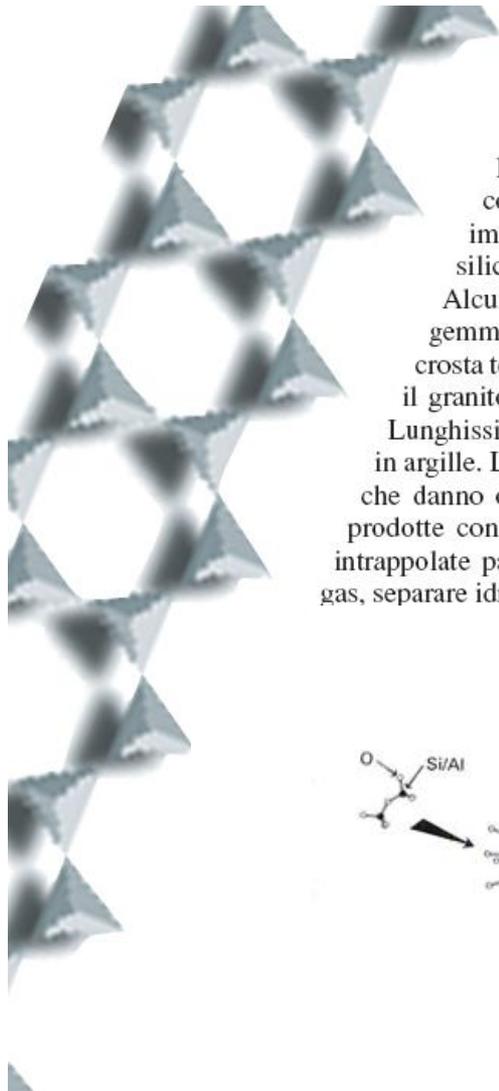
Alluminosilicati a strati

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 $[MO_6]$.

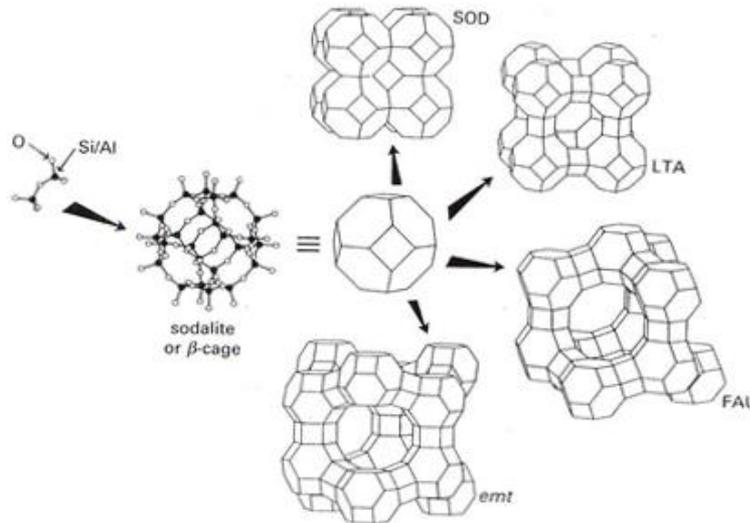
Una classe più vasta di alluminosilicati contiene ioni Al^{3+} disposti in sandw di silicato. Un esempio è la **pirofillite**, $Al_2(OH)_2Si_4O_{10}$. Il minerale **talco**, $Mg_3(OH)_2Si_4O_{10}$, si ha quando due ioni Al^{3+} vengono sostituiti da tre Mg^{2+} i ottaedrici. Nel talco (come nella pirofillite)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



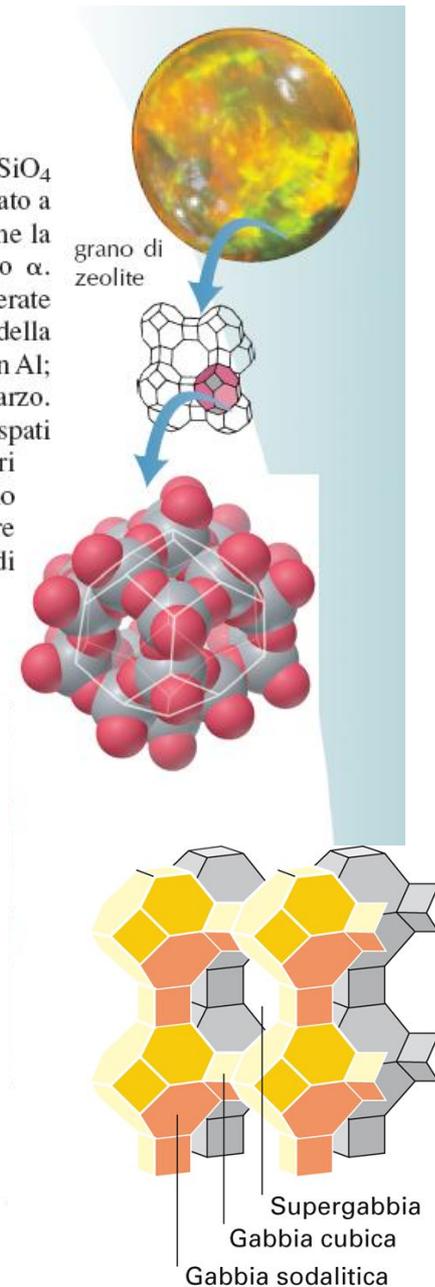


Silicati a impalcature tridimensionali di tetraedri (tectosilicati)

L'ultima classe strutturale di silicati si ha quando unità SiO_4 condividono tutti e quattro i vertici O per formare un silicato a impalcature tridimensionali di tetraedri (tectosilicato), come la silice (SiO_2), che si presenta molto spesso come quarzo α . 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 β -cages (truncated octahedra). A pair of 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-20²¹.



Siliconi

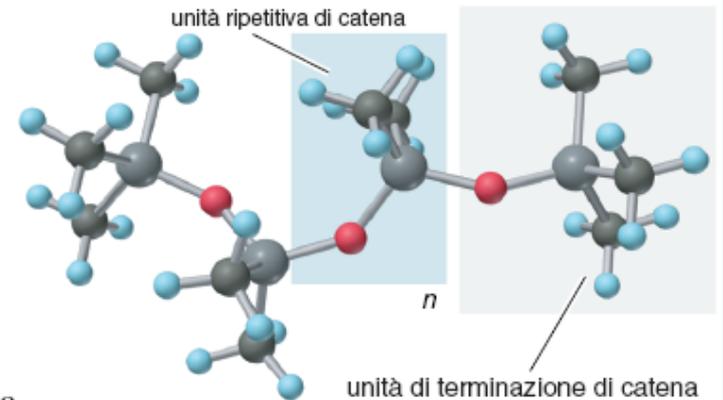
Polimeri siliconici

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.

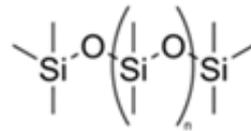


Siliconi a strati: elastomeri siliconici

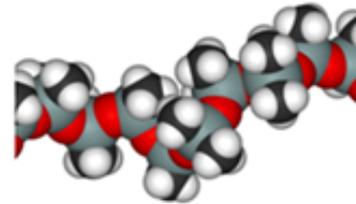
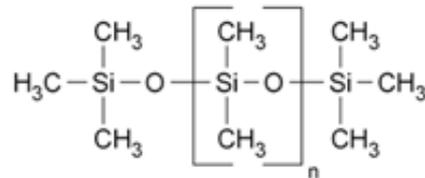
Nella successiva classe di siliconi, è presente un composto quale $\text{CH}_3\text{Si}(\text{OH})_3$ il cui terzo gruppo OH funge da ponte, reagendo per condensare lateralmente le catene e formare strati gommosi che danno origine a elastomeri (gomme siliconiche), che sono flessibili, elastici e stabili 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

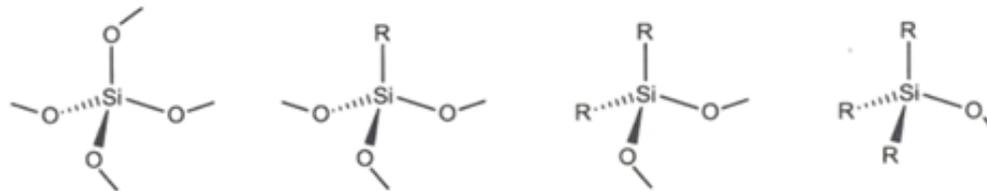
Nell'ultima classe strutturale di siliconi, reazioni che liberano gruppi OH e al tempo stesso sostituiscono gruppi organici più grandi ad alcuni gruppi CH_3 interconnettono gli strati per produrre resine termostabili resistenti. Queste resine siliconiche sono usate come lamine isolanti su schede a circuiti 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:

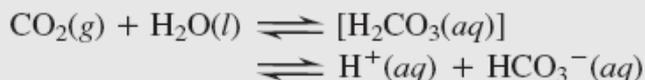


Gli alogenuri +2 sono più stabili nel caso dello stagno e del piombo: SnX_2 e PbX_2 .

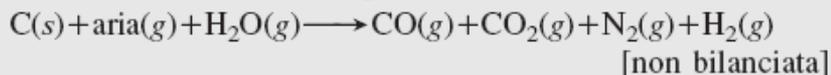
2. Gli elementi di questo gruppo vengono ossidati da O_2 :



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:

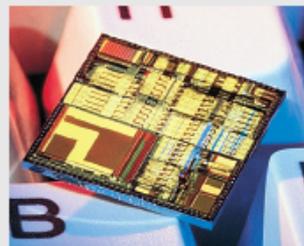


La produzione di triclorofluorometano (freon-11), il principale refrigerante su scala mondiale, è in corso di eliminazione a causa dei suoi effetti fortemente nocivi sull'ambiente (*vedi nota a margine, p. 538*).

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 (CO₂), comunemente detto anidride carbonica. È il componente dell'atmosfera che le piante fotosintetizzanti utilizzano per produrre carboidrati e O₂. 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 NH₃ per formare urea per la produzione di fertilizzanti e materie plastiche.
3. Metano (CH₄). 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 (SiO₂). 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 (R₄Sn). 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 [(C₂H₅)₄Pb]. 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.

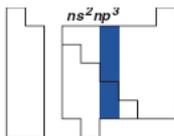
1	2	13	14	15	16	17	18										
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA										
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602																
3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182	5 B Boro 10,811	6 C Carbonio 12,011	7 N Azoto 14,00642	8 O Ossigeno 15,999032	9 F Fluoro 18,9984032	10 Ne Neon 20,1797										
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 Argone 39,948										
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 54,938044	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 72,630	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 106,42	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 127,6	53 I Iodio 126,90545	54 Xe Xenone 131,29
55 Cs Cesio 132,90545	56 Ba Bario 137,327	57 to 71 Lantanidi	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,9479	74 W Tungsteno 183,84	75 Re Reniio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,222	78 Pt Platino 195,084	79 Au Oro 196,96657	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 Radone 222
87 Fr Francio 223	88 Ra Raffaello 226	89 to 103 Attinidi	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 271	111 Rg Roentgenio 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrio 284	114 Uuq Ununquadio 285	115 Uup Ununpentio 286	116 Uuh Ununsextio 287	117 Uus Ununseptium 288	118 Uuo Ununoctium 289

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

57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Lantanio 138,9055	Cerio 140,118	Praseodimio 140,90765	Niobio 144,24	Prometio 145	Samario 150,36	Europio 151,964	Gadolinio 157,25	Terbio 158,92534	Diodio 162,500	Holmio 164,93032	Erbio 167,259	Terbium 168,93421	Ytterbio 173,04	Lutetio 174,967
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
Attinio (227)	Torio 232,0381	Protattinio 231,03688	Uranio 238,02891	Neptunio 237	Plutonio 244	Americio 243	Curio 247	Berkelio 247	Californio 251	Einsteinio 252	Fermio 257	Mendelevio 258	Nobelio 259	Lorentio 262

LEGENDA

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



GRUPPO 5A(15)

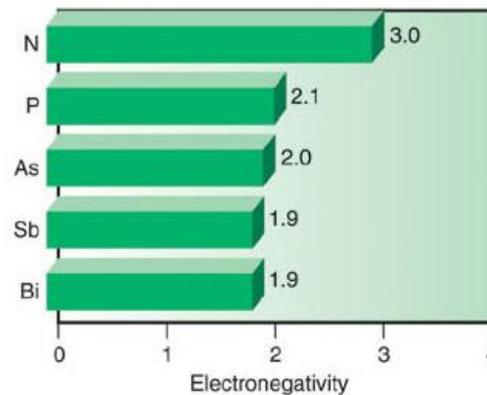
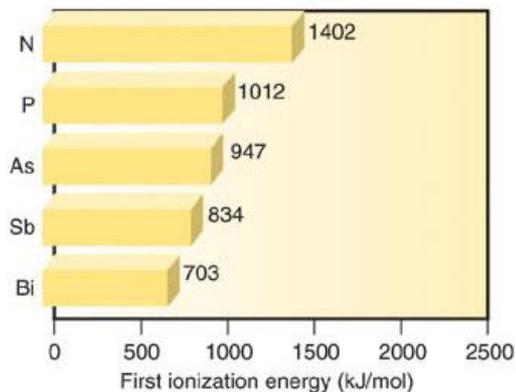
RITRATTO DI FAMIGLIA Gruppo 5A(15): la famiglia dell'azoto

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

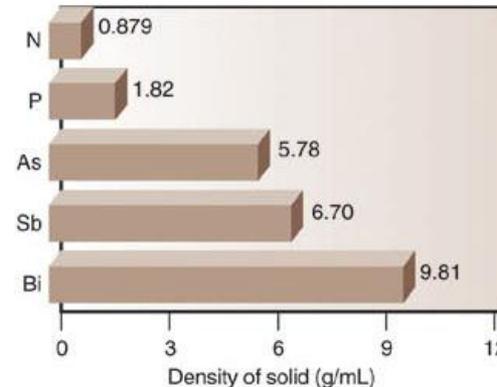
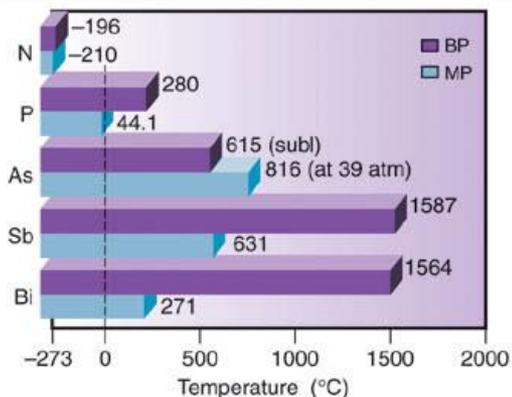
Atomic radius (pm)

Ionic radius (pm)

N		N^{3-}
75		146
P		P^{3-}
110		212
As		
120		
Sb		
140		
Bi		Bi^{3+}
150		103



Proprietà atomiche



Proprietà fisiche

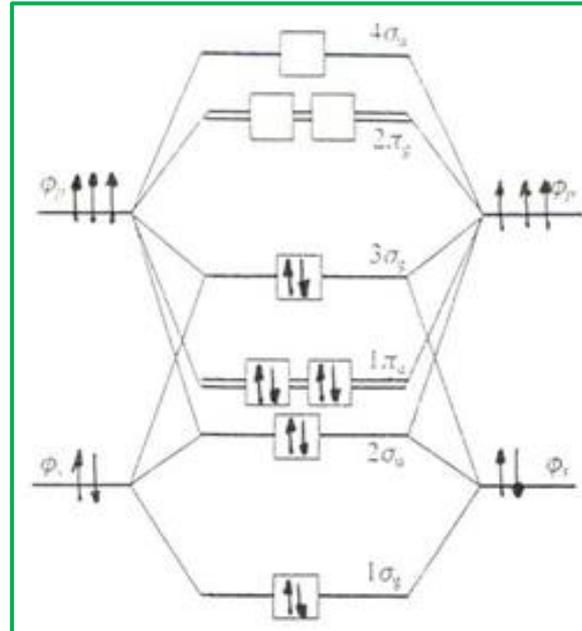
- N acquista 3 elettroni per formare l'anione N^{3-} , ma solo nei composti con metalli attivi.
- Gli elementi più pesanti nel Gruppo sono **metallici** e **perdono** elettroni per formare cationi.
- Scendendo lungo il Gruppo, gli ossidi passano da acidi, ad anfoteri a basici.
- Tutti gli elementi del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

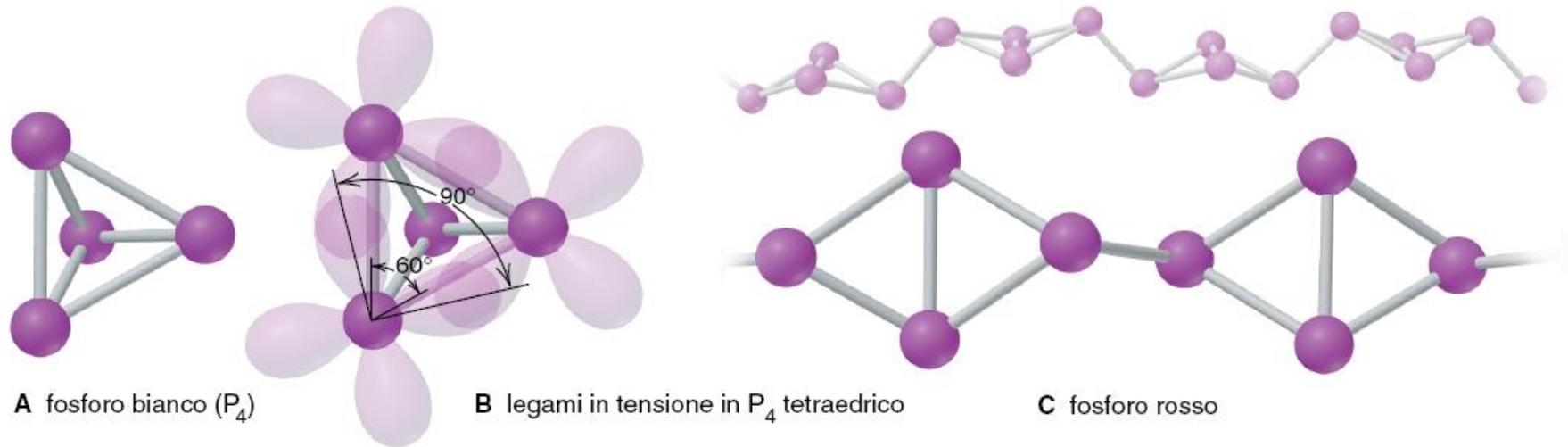


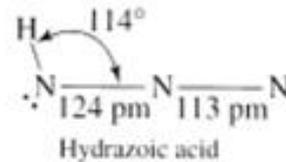
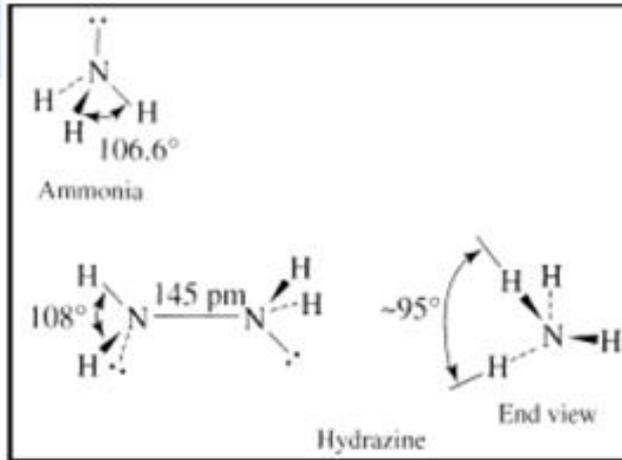
Figura 14.19 Due allotropi del fosforo. **A.** Il fosforo bianco esiste sotto forma di molecole P_4 individuali, in cui i legami P—P formano gli spigoli di un tetraedro. **B.** La reattività di P_4 è attribuita in parte alla tensione dei legami derivante dal fatto che in P_4 tetraedrico gli angoli di legame sono uguali a 60° , mentre gli angoli tra gli orbitali $3p$ di un atomo P isolato sono uguali a 90° . 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.



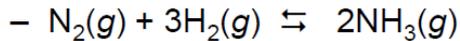
Azoto: composti con H

NH_3 : from the elements N_2 & 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.



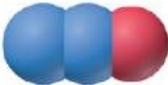
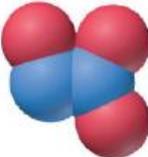
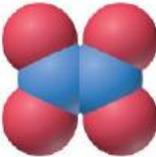
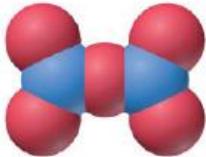
Gli alogenuri

- 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)

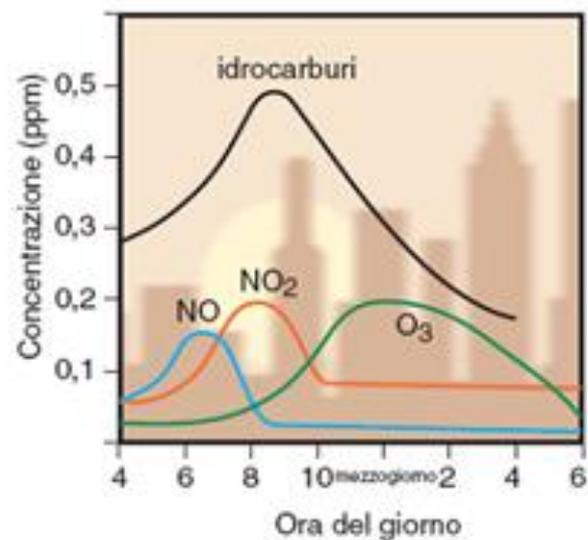
Ossidi di azoto

- L'azoto forma sei ossidi stabili. ΔH_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	ΔH_f^0 (kJ/mol) a 298 K	Commento
N ₂ O	monossido di diazoto (ossido di diazoto, ossido nitroso)		$\text{:N}\equiv\text{N}-\ddot{\text{O}}\text{:}$	+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)		$\text{:}\dot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}\text{:}$	+2	90,3	gas incolore paramagnetico; messaggero biochimico; inquinante dell'aria
N ₂ O ₃	triossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{N}=\text{N} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	+3 (+2, +4)	83,7	gas di colore bruno rossastro; si dissocia reversibilmente in NO e NO ₂
NO ₂	diossido di azoto		$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}-\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{O}}\text{:}$	+4	33,2	gas paramagnetico, di colore bruno arancio, formato durante la produzione di HNO ₃ ; inquinante tossico dell'aria
N ₂ O ₄	tetrossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{N}=\text{N} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	+4	9,16	liquido da incolore a giallo; si dissocia reversibilmente in NO ₂
N ₂ O ₅	pentossido di diazoto		$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{N}=\text{O}-\text{N} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	+5	11,3	solido incolore, volatile, costituito da NO ₂ ⁺ e NO ₃ ⁻ ; il gas è costituito da molecole N ₂ O ₅

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 NO₂ quando NO reagisce con l'aria. La concentrazione di ozono raggiunge il massimo più tardi quando NO₂ si dissocia per effetto dell'aumento dell'intensità della radiazione solare e rilascia atomi O che reagiscono con O₂. A metà pomeriggio sono presenti tutti i componenti per la produzione di perossiacilnitrati (PAN) e si forma lo smog fotochimico.

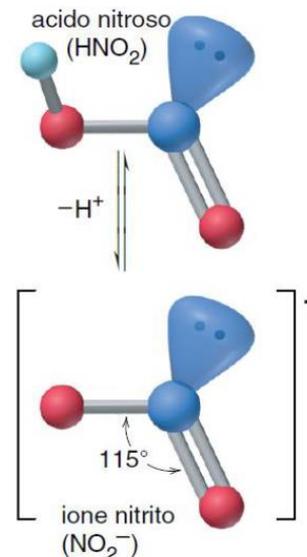


Gli ossiacidi

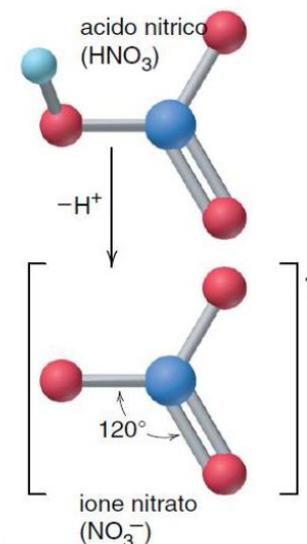
- Gli ossiacidi si formano a partire dagli alogenuri in una reazione con acqua:
- $EX_3 + 3H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3EO_{3(aq)} + 3HX_{(aq)}$ (E = tutti eccetto N)
- $EX_5 + 4H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3EO_{4(aq)} + 5HX_{(aq)}$ (E = tutti eccetto N e Bi)

Ossiacidi e ossoanioni di azoto

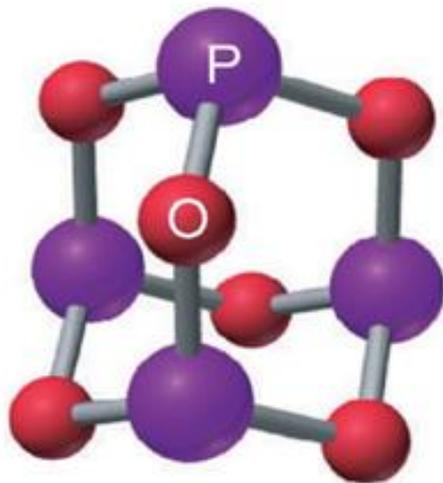
- L'**acido nitrico** (HNO_3) viene prodotto con il processo Ostwald:
 - Il terzo passaggio è: $3\text{NO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2\text{HNO}_3 + \text{NO}(g)$
- L'acido nitrico è un acido forte e un forte ossidante.
- Lo ione nitrato (NO_3^-) è un agente ossidante.
 - Tutti i nitrati sono solubili in acqua.
- L'**acido nitroso** (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.



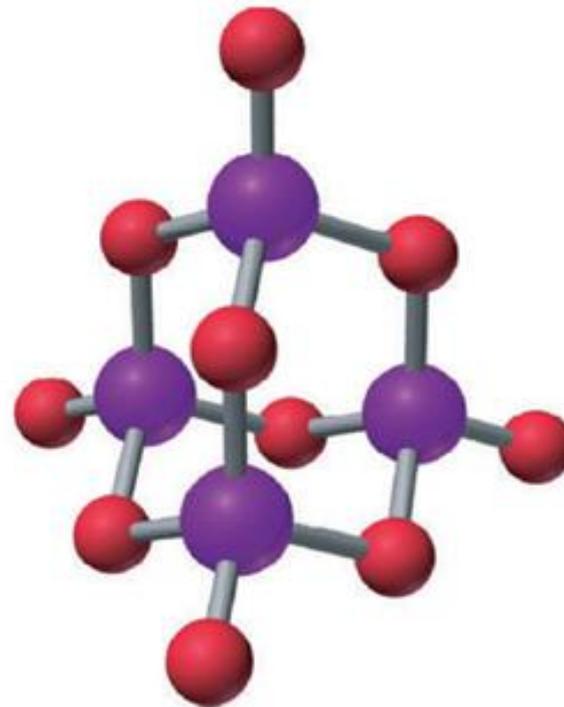
Strutture dell'acido nitrico e dell'acido nitroso e dei loro ossoanioni. A. L'acido nitrico perde un protone (H^+) per formare lo ione nitrato planare trigonale (è mostrata una di tre forme di risonanza). B. L'acido nitroso, un acido molto più debole, forma lo ione nitrito planare. Si noti l'effetto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



Ossidi importanti del fosforo



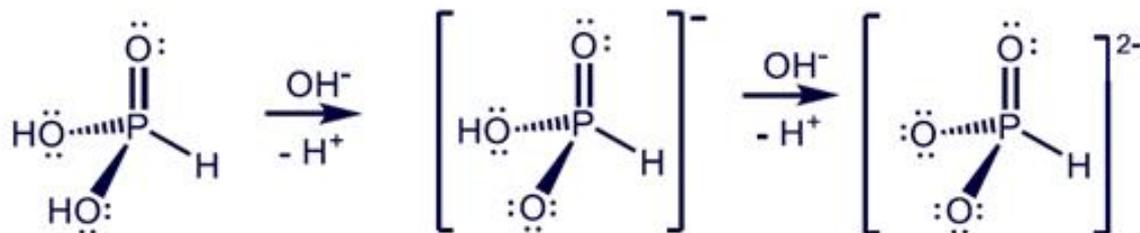
In P_4O_6 il P è nello stato di ossidazione +3.



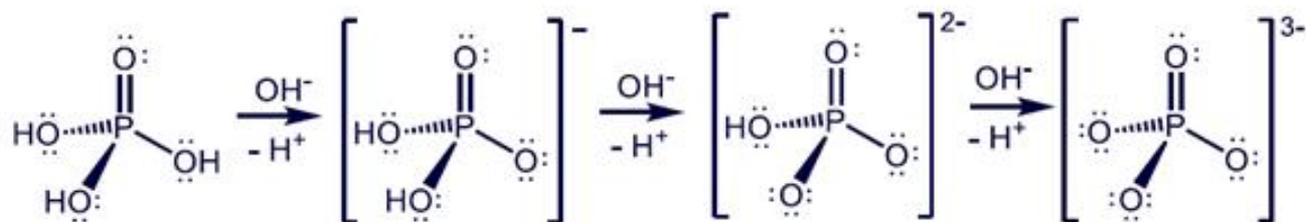
In P_4O_{10} il P è nello stato di ossidazione +5.

Questo composto è un forte agente essiccante

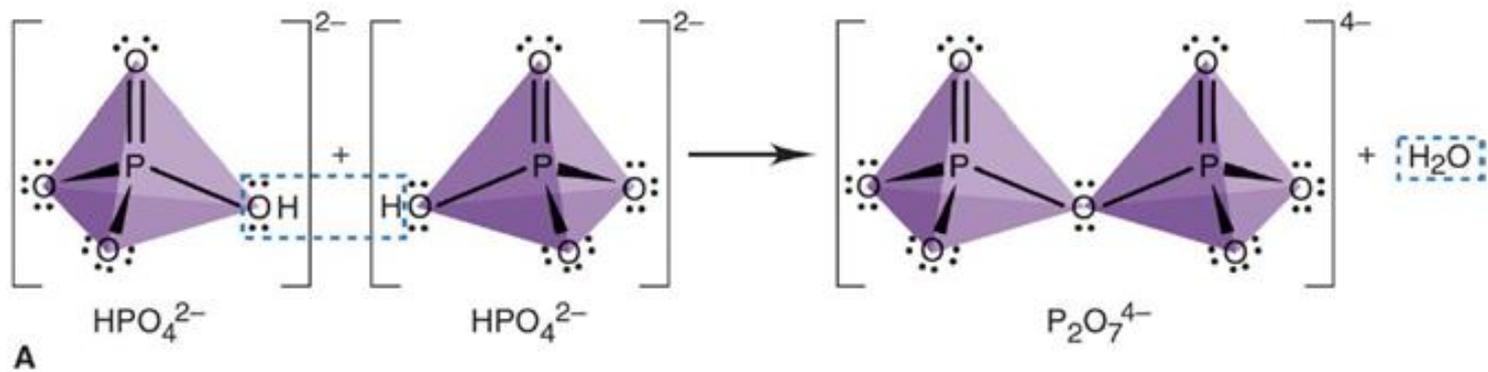
Ossiacidi del fosforo



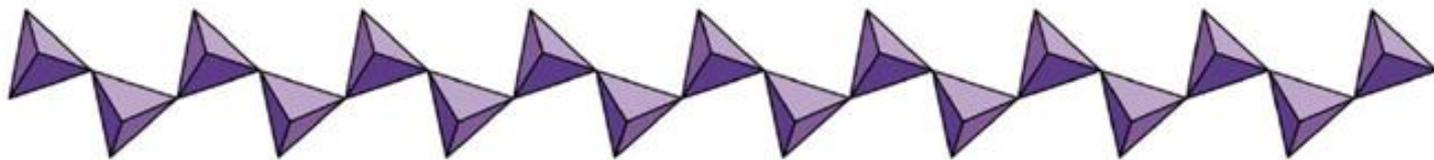
H_3PO_3 ha solo **due** H acidi; il terzo è legato all'atomo di P centrale e non si dissocia.



H_3PO_4 ha **tre** H acidi. È un acido debole, ma tutti e tre gli H^+ reagiscono in soluzione basica per formare l'anione fosfato.



A



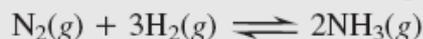
B

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 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.

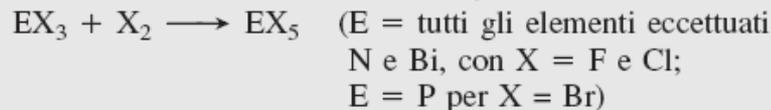
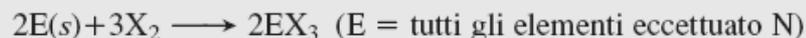
1. L'azoto viene "fissato" industrialmente nel processo Haber:



Ulteriori reazioni convertono NH_3 in NO , NO_2 e 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 H_3O^+) di un fosfuro, di un arseniuro ecc. di un metallo:



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



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



(E = tutti gli elementi eccettuato N)



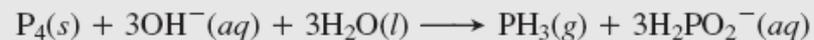
(E = tutti gli elementi eccettuati N e Bi)

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

4. Gli ioni fosfato si disidratano per formare polifosfati:



5. Quando P_4 reagisce in soluzione basica, il suo stato di ossidazione diminuisce e aumenta (disproporzione):



Reazioni analoghe sono tipiche di molti non metalli, quali S_8 e X_2 (alogeni).

Composti importanti

1. Ammoniaca (NH_3). È la prima sostanza che si forma quando 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 (N_2H_4) (*vedi nota a margine, p. 543*).
3. Ossido nitrico (NO), diossido di azoto (NO_2) e acido nitrico (HNO_3). Gli ossidi sono intermedi nella produzione di 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 (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 PCl_5 , POCl_3 e altri importanti composti fosforati (contenenti P).
6. Decaossido di tetrafosforo (P_4O_{10}) e acido fosforico (H_3PO_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 Mg^{2+} e 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

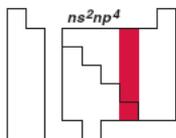
The periodic table below highlights Group 16 (the Oxygen Group) in green. A red circle is drawn around the elements Oxygen (O), Sulfur (S), Selenium (Se), Tellurium (Te), and Polonium (Po) to emphasize the group.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	Nuovo Originato										IIIA	IVA	V	VIA	VIIA	VIIIA
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602																
3 Li Litio 6,941	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 35,453	18 Ar Argon 39,948
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 54,938045	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 88,90585	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 106,42	47 Ag Argento 107,8682	48 Cd Cadmio 112,411	49 In Indio 114,818	50 Sn Stagno 118,710	51 Sb Antimonio 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 Lantanoidi	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,9479	74 W Tungsteno 183,84	75 Re Reniio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,222	78 Pt Platino 195,084	79 Au Oro 196,96657	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 Radone 222
87 Fr Francio 223	88 Ra RADIO 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 271	111 Rg Roentgenio 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrium 286	114 Uuq Ununquadio 289	115 Uup Ununpentium 290	116 Uuh Ununsextium 291	117 Uus Ununseptium 293	118 Uuo Ununoctium 294

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

Atomic radius (pm)



73

S

103

Se

119

Te

142

Po

168

Ionic radius (pm)



140



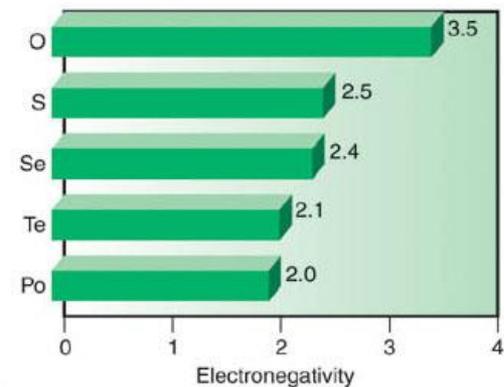
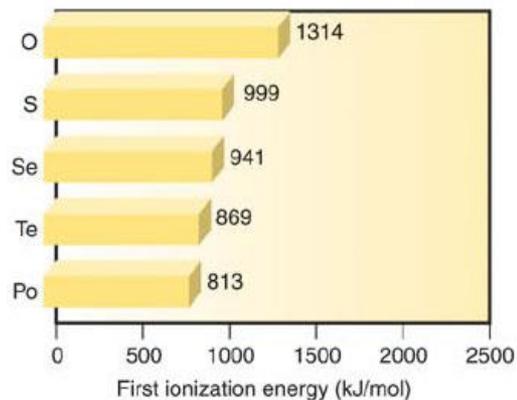
184



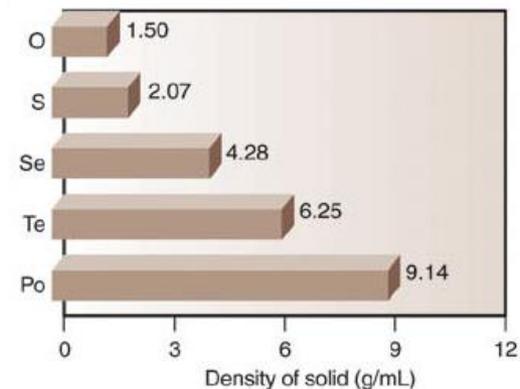
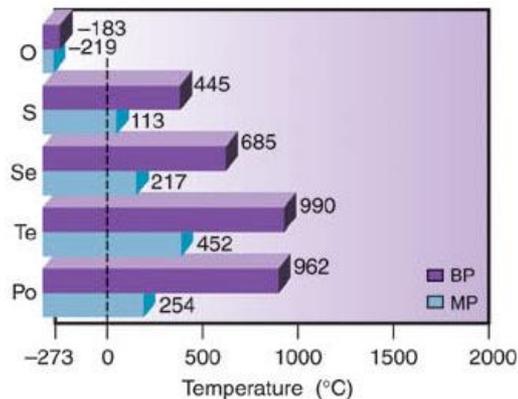
198



94



Proprietà atomiche



Proprietà fisiche

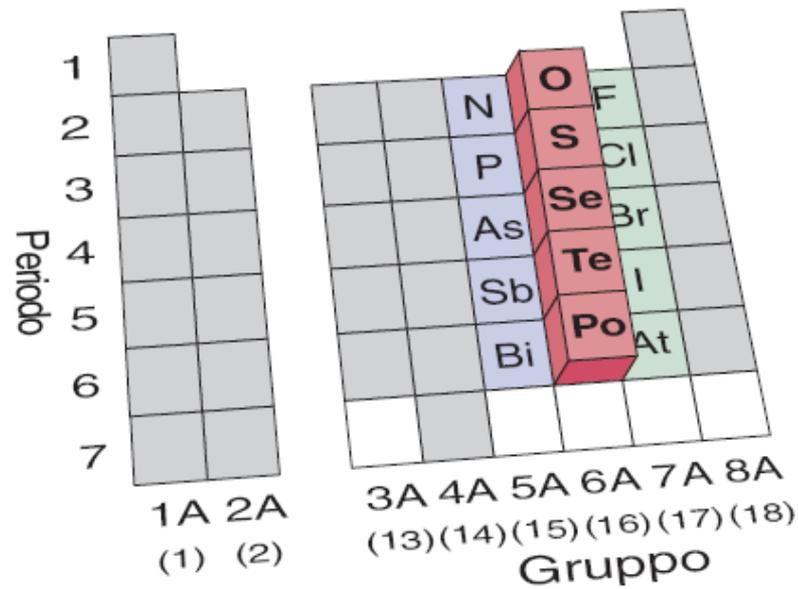


Figura 14.28 Guardando indietro al Gruppo 5A(15) e avanti al Gruppo 7A(17) dal punto di vista del Gruppo 6A(16).

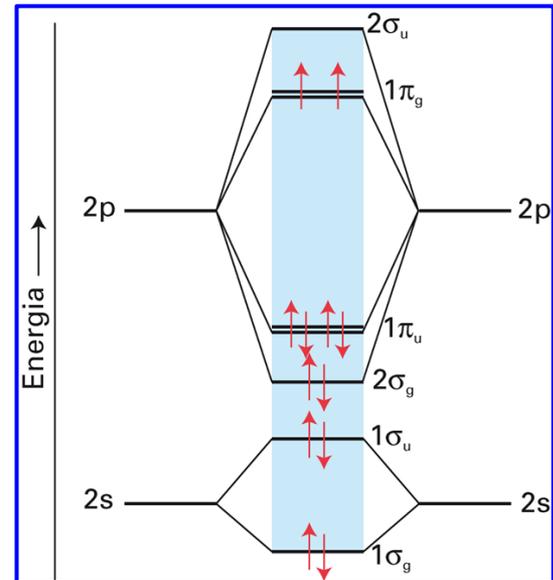
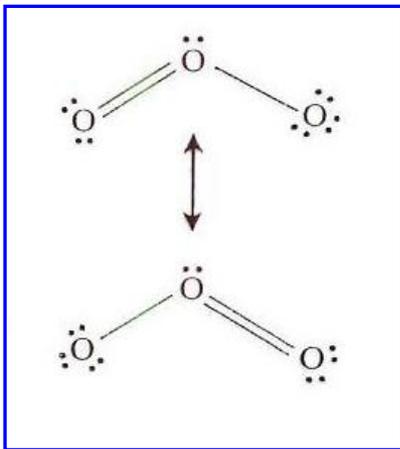
- **Ossigeno**: come l'azoto esiste come gas biatomico bassobollente, O_2 .
- **Zolfo**: come il fosforo si presenta come un solido molecolare poliatomico.
- **Selenio**: come l'arsenico, esiste come un metalloide grigio.
- **Tellurio**: come l'antimonio, presenta legami reticolari covalenti.
- **Polonio**: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

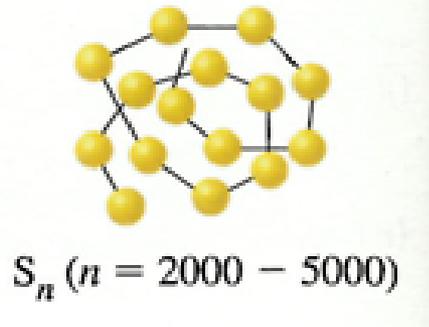
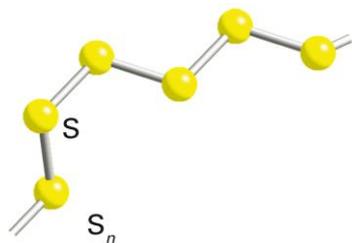
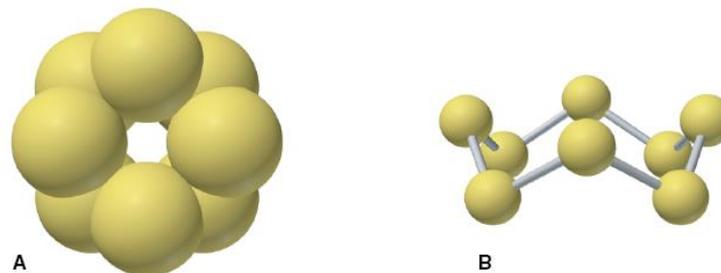
Lo zolfo esiste in più di 10 forme diverse, a causa della sua capacità di catenazione. La lunghezza e l'angolo del legame S–S sono ampiamente variabili.

Il selenio ha diversi allotropi, alcuni dei quali costituiti da molecole 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* S_8 .

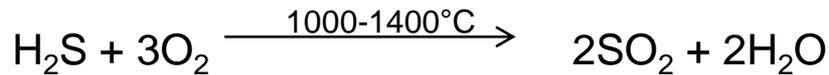
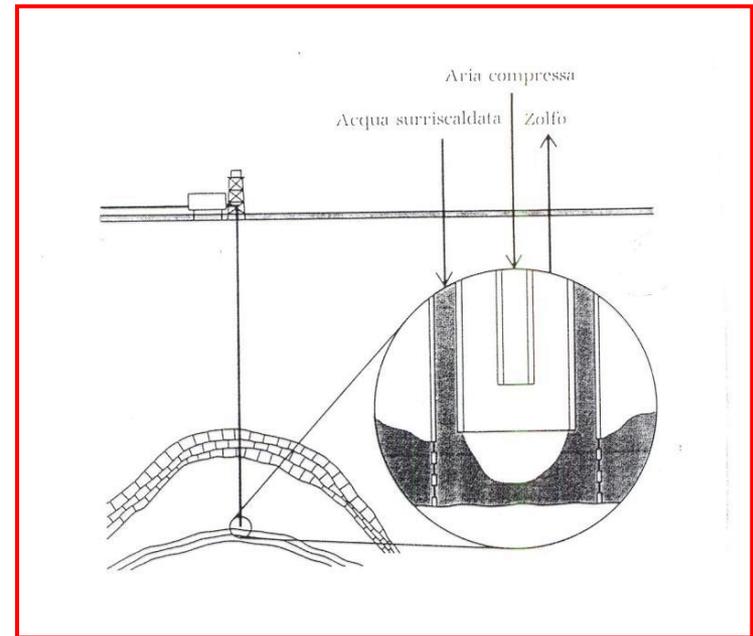
L'allotropo più stabile è l' α - S_8 ortorombico, costituito interamente da queste molecole.

Figura 14.24 La molecola ciclica S_8 . **A.** Vista dall'alto di un modello space filling della molecola ciclica S_8 . **B.** Vista laterale di un modello ball-and-stick ("a sferette e bastoncini") della molecola; si noti la forma a corona.



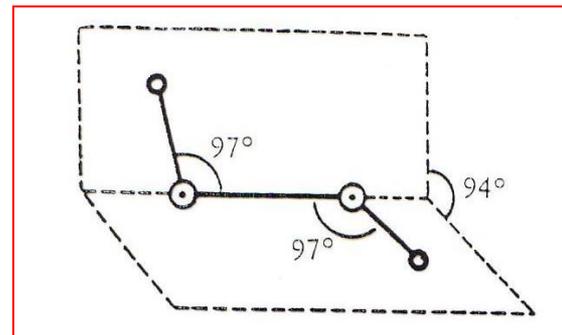
Gli elementi – Zolfo

- 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 H₂S proveniente dal gas naturale e dal petrolio greggio



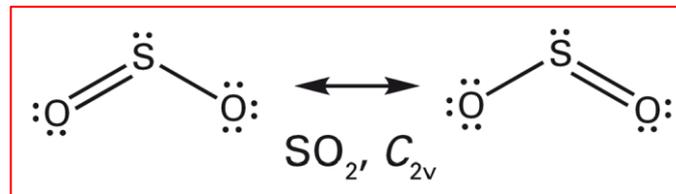
Idruri della famiglia dell'ossigeno

- L'ossigeno forma due idruri:
 - L'acqua (H_2O) e il perossido di idrogeno (H_2O_2);
 - Lo stato di ossidazione dell'ossigeno in H_2O_2 è -1.
- Gli idruri degli altri elementi del Gruppo 6A sono gas maleodoranti e tossici.
 - H_2S si forma naturalmente nelle paludi per degradazione della materia organica ed è tossico quanto HCN.
- H_2O e H_2O_2 possono formare legami H e hanno perciò temperature di ebollizione e di fusione maggiori di altri composti di formula H_2E .
- 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



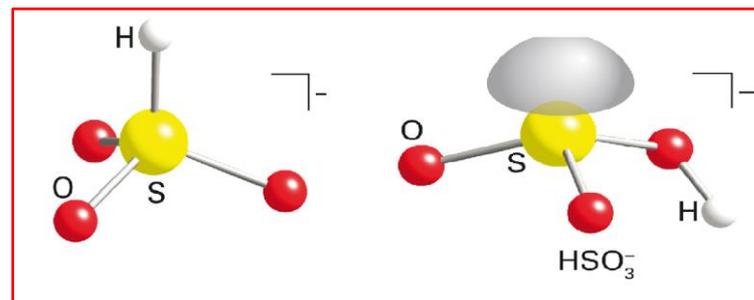
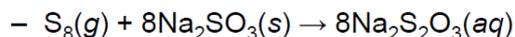
- Lo zolfo forma due importanti ossidi:
 - SO₂ in cui il numero di ossidazione dello S è +4, è un gas incolore, soffocante che si forma bruciando S, H₂S o un solfuro metallico in aria.
 - SO₃ in cui lo S è nello stato di ossidazione +6.
- Lo zolfo forma due importanti ossiacidi:
 - L'acido solforoso (H₂SO₃) è un acido debole diprotico.
 - L'acido solforico (H₂SO₄) è un acido forte ed è un composto importante nell'industria. È un eccellente agente disidratante.



Combustione di S o di H₂S 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:



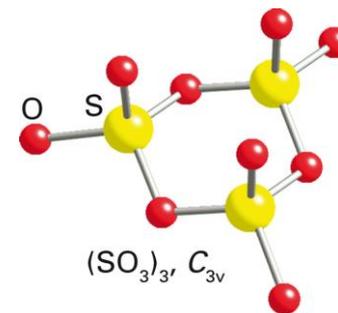
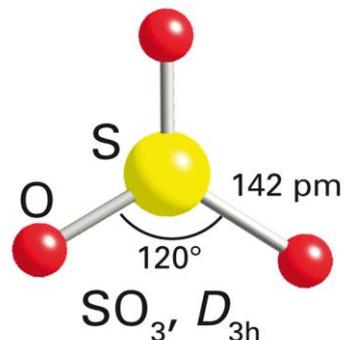
- **Triossido di zolfo SO_3**
anidride solforica - N.ox **+6**
- liquido (p.e. $44,8\text{ }^\circ\text{C}$)
forte acido di Lewis



- Ossido acido

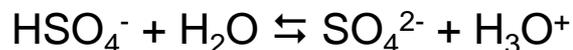
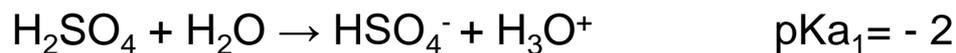


Reazione molto esotermica



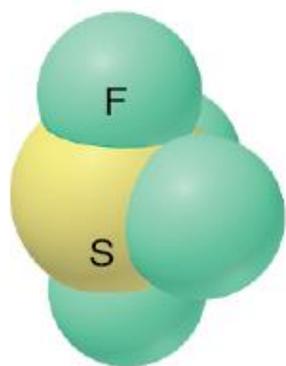
- **acido solforico H_2SO_4**

- Acido di Brönsted molto forte per la sua prima deprotonazione

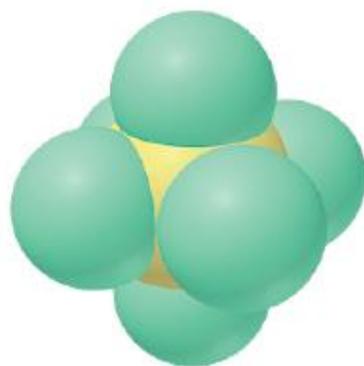


- Si scioglie in acqua con reazione estremamente esotermica





tetrafluoruro
di zolfo (SF_4)



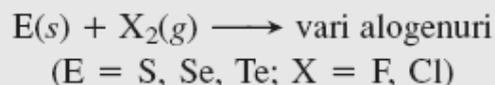
esafluoruro
di zolfo (SF_6)

Figura 14.25 Differenze strutturali tra SF_4 e SF_6 . SF_4 ha una coppia solitaria e orbitali d vuoti che possono intervenire nella formazione di legami. 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 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:

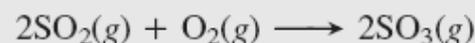


2. Gli altri elementi del gruppo sono ossidati da O₂:



SO₂ viene ossidato ulteriormente e il prodotto viene usato nel passaggio finale della produzione di H₂SO₄ (vedi Punti

salienti della chimica dello zolfo):

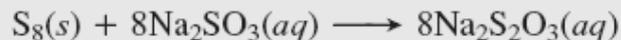


3. Lo zolfo viene recuperato quando il solfuro di idrogeno viene ossidato:



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 image shows a periodic table of elements. The elements in Group 17 (the halogens) are highlighted in green and circled in red. These elements are Fluorine (F), Chlorine (Cl), Bromine (Br), and Iodine (I). The table also includes the atomic number, symbol, name, and atomic weight for each element. The elements in Group 17 are: Fluorine (F, atomic number 9, atomic weight 18.9984032), Chlorine (Cl, atomic number 17, atomic weight 35.453), Bromine (Br, atomic number 35, atomic weight 79.904), and Iodine (I, atomic number 53, atomic weight 126.90547). The table also includes the elements in Group 18 (the noble gases) and the elements in Group 16 (the chalcogens).

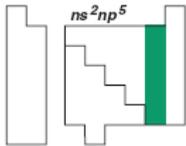
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIB	VIB	VIB	VIB	IB	IB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIA	VIIA
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602																
3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182											5 B Boro 10,811	6 C Carbonio 12,011	7 N Azoto 14,00642	8 O Ossigeno 15,999	9 F Fluoro 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 35,453	18 Ar Argone 39,948
19 K Potassio 39,0983	20 Ca Calcio 40,078	21 Sc Scandio 44,955912	22 Ti Titanio 47,887	23 V Vanadio 50,9419	24 Cr Cromo 51,9961	25 Mn Manganese 54,938045	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 88,90585	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 101,07	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 121,76	52 Te Tellurio 127,6	53 I Iodio 126,90547	54 Xe Xenone 131,29
55 Cs Cesio 132,90545	56 Ba Bario 137,327	57 to 71 Lantanoidi	72 Hf Hafnio 178,49	73 Ta Tantalio 180,94788	74 W Tungsteno 183,84	75 Re Reniio 186,207	76 Os Osmio 190,23	77 Ir Iridio 192,222	78 Pt Platino 195,084	79 Au Oro 196,96657	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 Radone 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 271	111 Rg Roentgenio 272	112 Uub Ununbium 285	113 Uut Ununtrio 286	114 Uuq Ununquadio 287	115 Uup Ununpentio 288	116 Uuh Ununsextio 289	117 Uus Ununseptio 290	118 Uuo Ununoctio 291

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

87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
138,905	140,118	140,90765	144,24	(145)	150,36	151,964	157,25	158,92534	162,500	164,93032	167,259	168,93421	173,04	174,967	(227)	(232)	(231,03688)	(238)	(237)	(244)	(243)	(247)	(251)	(252)	(257)	(261)	(262)	(267)	(268)	(271)	(272)	(277)	(278)	(283)	(284)	(289)	(290)	(294)	(295)	(297)	(298)	(301)	(302)	(303)	(304)	(309)	(310)	(311)	(312)	(315)	(316)	(317)	(318)	(319)	(320)	(321)	(322)	(323)	(324)	(325)	(326)	(327)	(329)	(330)	(331)	(332)	(333)	(334)	(335)	(336)	(337)	(338)	(339)	(340)	(341)	(342)	(343)	(344)	(345)	(346)	(347)	(348)	(349)	(350)	(351)	(352)	(353)	(354)	(355)	(356)	(357)	(358)	(359)	(360)	(361)	(362)	(363)	(364)	(365)	(366)	(367)	(368)	(369)	(370)	(371)	(372)	(373)	(374)	(375)	(376)	(377)	(378)	(379)	(380)	(381)	(382)	(383)	(384)	(385)	(386)	(387)	(388)	(389)	(390)	(391)	(392)	(393)	(394)	(395)	(396)	(397)	(398)	(399)	(400)	(401)	(402)	(403)	(404)	(405)	(406)	(407)	(408)	(409)	(410)	(411)	(412)	(413)	(414)	(415)	(416)	(417)	(418)	(419)	(420)	(421)	(422)	(423)	(424)	(425)	(426)	(427)	(428)	(429)	(430)	(431)	(432)	(433)	(434)	(435)	(436)	(437)	(438)	(439)	(440)	(441)	(442)	(443)	(444)	(445)	(446)	(447)	(448)	(449)	(450)	(451)	(452)	(453)	(454)	(455)	(456)	(457)	(458)	(459)	(460)	(461)	(462)	(463)	(464)	(465)	(466)	(467)	(468)	(469)	(470)	(471)	(472)	(473)	(474)	(475)	(476)	(477)	(478)	(479)	(480)	(481)	(482)	(483)	(484)	(485)	(486)	(487)	(488)	(489)	(490)	(491)	(492)	(493)	(494)	(495)	(496)	(497)	(498)	(499)	(500)	(501)	(502)	(503)	(504)	(505)	(506)	(507)	(508)	(509)	(510)	(511)	(512)	(513)	(514)	(515)	(516)	(517)	(518)	(519)	(520)	(521)	(522)	(523)	(524)	(525)	(526)	(527)	(528)	(529)	(530)	(531)	(532)	(533)	(534)	(535)	(536)	(537)	(538)	(539)	(540)	(541)	(542)	(543)	(544)	(545)	(546)	(547)	(548)	(549)	(550)	(551)	(552)	(553)	(554)	(555)	(556)	(557)	(558)	(559)	(560)	(561)	(562)	(563)	(564)	(565)	(566)	(567)	(568)	(569)	(570)	(571)	(572)	(573)	(574)	(575)	(576)	(577)	(578)	(579)	(580)	(581)	(582)	(583)	(584)	(585)	(586)	(587)	(588)	(589)	(590)	(591)	(592)	(593)	(594)	(595)	(596)	(597)	(598)	(599)	(600)	(601)	(602)	(603)	(604)	(605)	(606)	(607)	(608)	(609)	(610)	(611)	(612)	(613)	(614)	(615)	(616)	(617)	(618)	(619)	(620)	(621)	(622)	(623)	(624)	(625)	(626)	(627)	(628)	(629)	(630)	(631)	(632)	(633)	(634)	(635)	(636)	(637)	(638)	(639)	(640)	(641)	(642)	(643)	(644)	(645)	(646)	(647)	(648)	(649)	(650)	(651)	(652)	(653)	(654)	(655)	(656)	(657)	(658)	(659)	(660)	(661)	(662)	(663)	(664)	(665)	(666)	(667)	(668)	(669)	(670)	(671)	(672)	(673)	(674)	(675)	(676)	(677)	(678)	(679)	(680)	(681)	(682)	(683)	(684)	(685)	(686)	(687)	(688)	(689)	(690)	(691)	(692)	(693)	(694)	(695)	(696)	(697)	(698)	(699)	(700)	(701)	(702)	(703)	(704)	(705)	(706)	(707)	(708)	(709)	(710)	(711)	(712)	(713)	(714)	(715)	(716)	(717)	(718)	(719)	(720)	(721)	(722)	(723)	(724)	(725)	(726)	(727)	(728)	(729)	(730)	(731)	(732)	(733)	(734)	(735)	(736)	(737)	(738)	(739)	(740)	(741)	(742)	(743)	(744)	(745)	(746)	(747)	(748)	(749)	(750)	(751)	(752)	(753)	(754)	(755)	(756)	(757)	(758)	(759)	(760)	(761)	(762)	(763)	(764)	(765)	(766)	(767)	(768)	(769)	(770)	(771)	(772)	(773)	(774)	(775)	(776)	(777)	(778)	(779)	(780)	(781)	(782)	(783)	(784)	(785)	(786)	(787)	(788)	(789)	(790)	(791)	(792)	(793)	(794)	(795)	(796)	(797)	(798)	(799)	(800)	(801)	(802)	(803)	(804)	(805)	(806)	(807)	(808)	(809)	(810)	(811)	(812)	(813)	(814)	(815)	(816)	(817)	(818)	(819)	(820)	(821)	(822)	(823)	(824)	(825)	(826)	(827)	(828)	(829)	(830)	(831)	(832)	(833)	(834)	(835)	(836)	(837)	(838)	(839)	(840)	(841)	(842)	(843)	(844)	(845)	(846)	(847)	(848)	(849)	(850)	(851)	(852)	(853)	(854)	(855)	(856)	(857)	(858)	(859)	(860)	(861)	(862)	(863)	(864)	(865)	(866)	(867)	(868)	(869)	(870)	(871)	(872)	(873)	(874)	(875)	(876)	(877)	(878)	(879)	(880)	(881)	(882)	(883)	(884)	(885)	(886)	(887)	(888)	(889)	(890)	(891)	(892)	(893)	(894)	(895)	(896)	(897)	(898)	(899)	(900)	(901)	(902)	(903)	(904)	(905)	(906)	(907)	(908)	(909)	(910)	(911)	(912)	(913)	(914)	(915)	(916)	(917)	(918)	(919)	(920)	(921)	(922)	(923)	(924)	(925)	(926)	(927)	(928)	(929)	(930)	(931)	(932)	(933)	(934)	(935)	(936)	(937)	(938)	(939)	(940)	(941)	(942)	(943)	(944)	(945)	(946)	(947)	(948)	(949)	(950)	(951)	(952)	(953)	(954)	(955)	(956)	(957)	(958)	(959)	(960)	(961)	(962)	(963)	(964)	(965)	(966)	(967)	(968)	(969)	(970)	(971)	(972)	(973)	(974)	(975)	(976)	(977)	(978)	(979)	(980)	(981)	(982)	(983)	(984)	(985)	(986)	(987)	(988)	(989)	(990)	(991)	(992)	(993)	(994)	(995)	(996)	(997)	(998)	(999)	(1000)

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

Atomic radius (pm)

F
72



Cl
100



Br
114



I
133



At
(140)



Ionic radius (pm)

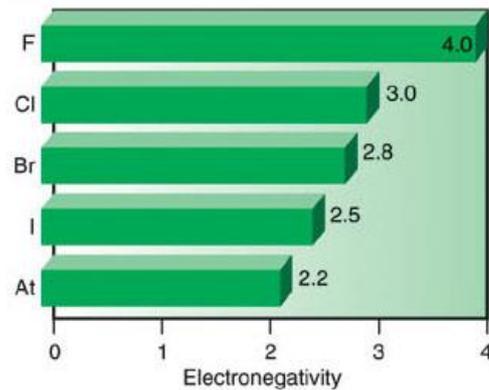
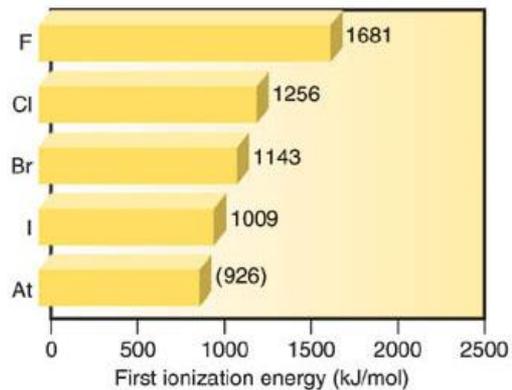
F⁻
133

Cl⁻
181

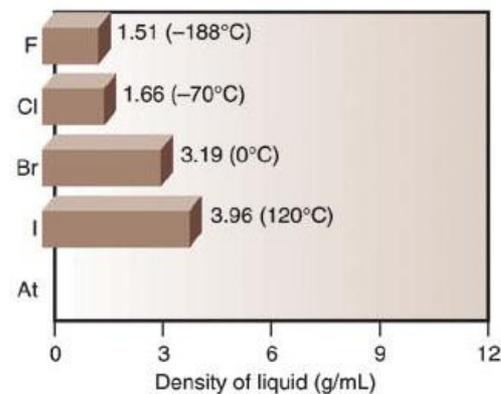
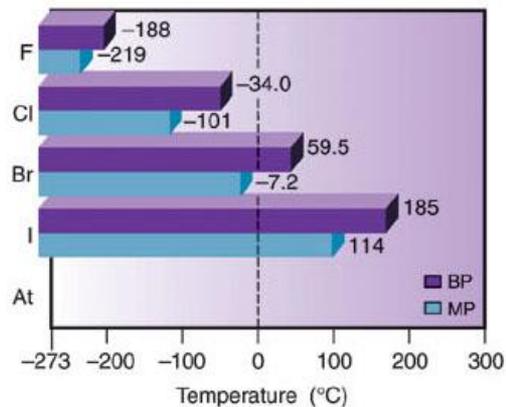
Br⁻
196

I⁻
220

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.

▪

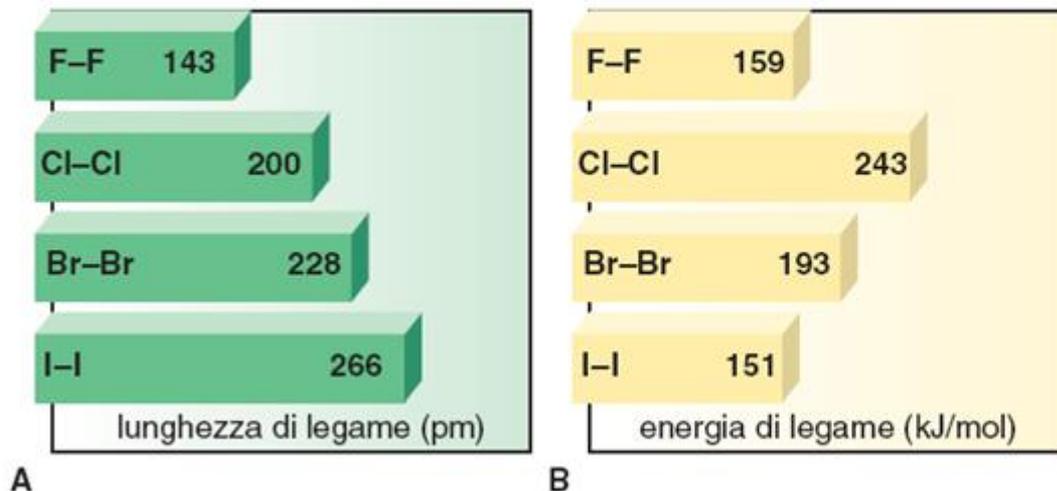


Figura 14.29 Energie di legame e lunghezze di legame degli alogeni. **A.** In conformità con l'aumento del raggio atomico dall'alto al basso lungo il gruppo, le lunghezze di legame aumentano in modo regolare. **B.** Gli alogeni presentano una diminuzione generale dell'energia di legame all'aumentare 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***.

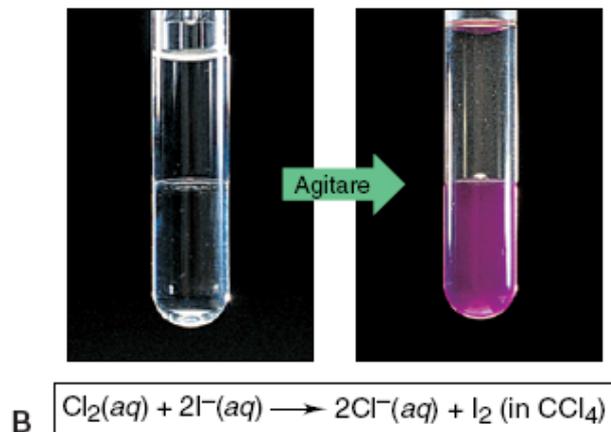
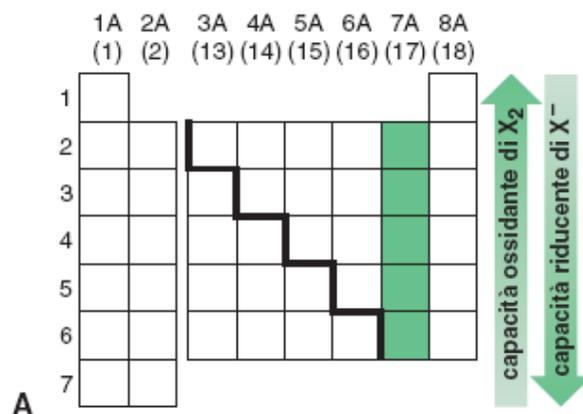


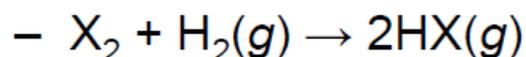
Figura 14.30 Capacità ossidante relativa degli alogeni. **A.** Il comportamento redox degli alogeni si basa su proprietà atomiche quali l'affinità elettronica, la densità di carica ionica e l'elettronegatività. Un alogeno (X₂) che risiede più in alto nel gruppo è capace di ossidare uno ione alogenuro (X⁻) di un alogeno che risiede più in basso. **B.** Come esempio, quando si aggiunge Cl₂ acquoso a una soluzione di I⁻ (*strato superiore*), esso ossida I⁻ a I₂, che si scioglie nel solvente CCl₄ (*strato inferiore*) per dare una soluzione violetta.

Gli alogeni sono forti agenti **ossidanti**. Il potere ossidante delle molecole X₂ **diminuisce** lungo il Gruppo e parallelamente **augmenta** il potere riducente degli ioni X⁻.

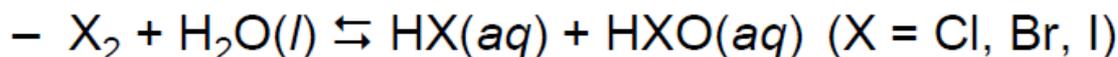
Cl₂ è un **agente ossidante più forte** di I₂. Cl₂ sposta I⁻ dalla soluzione. I₂ non sposta gli ioni Cl⁻.



- 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:

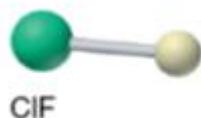


Composti Interhalogeni

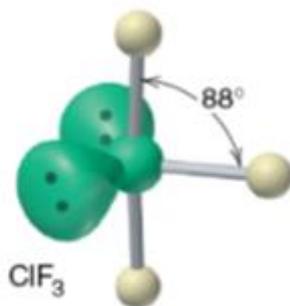
Gli alogeni reagiscono esotermicamente l'uno con l'altro per formare molti **composti interalogenici**

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

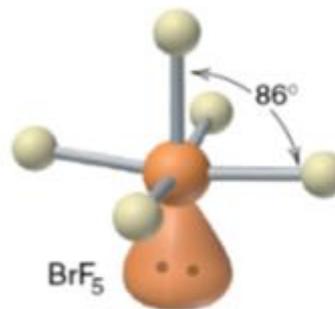
Forme molecolari dei principali tipi di composti interalogenici.



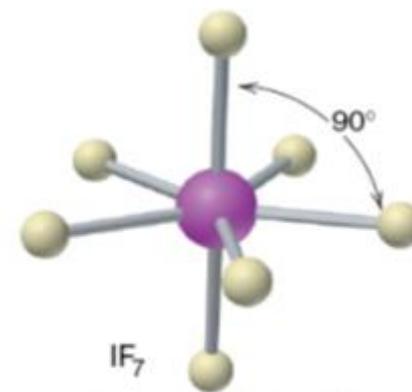
lineare, XY



a forma di T, XY₃



a forma di
piramide quadrata, XY₅



a forma di bipyramide
pentagonale, XY₇

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:



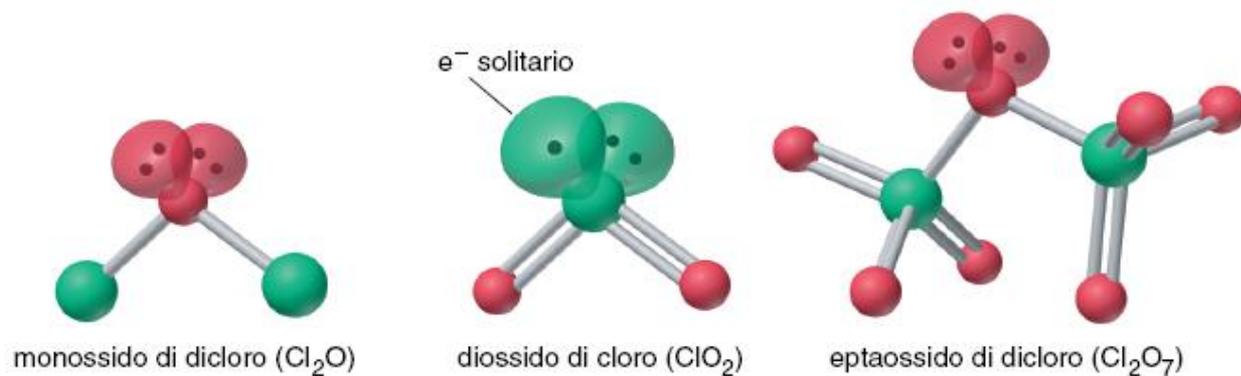
Numeri di ossidazione pari

S è nel Gruppo 6A, un gruppo pari:



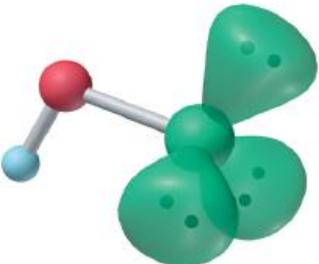
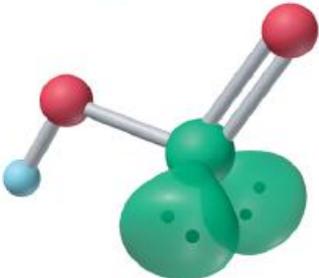
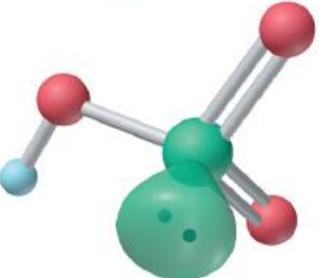
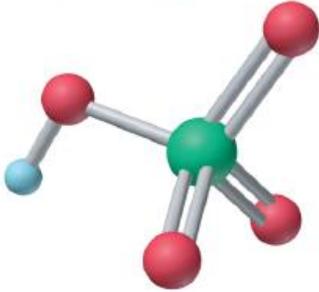
Ossidi degli alogeni

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 ClO_2 . Si può considerare che l'epptaossido di dicloro sia costituito da due tetraedri 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).



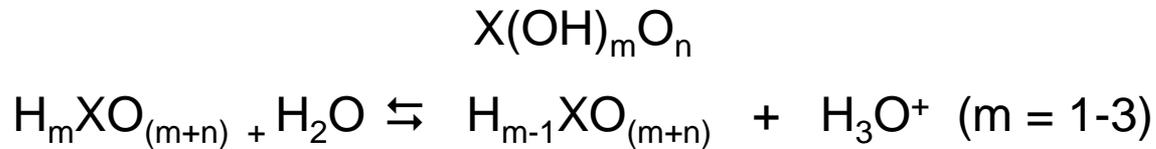
Ossiacidi degli alogeni

Tabella 14.4 Gli ossiacidi noti degli alogeni*

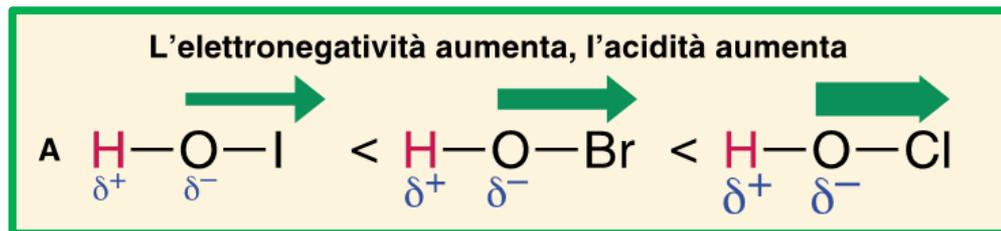
Atomo centrale	Acido ipoalogenoso (HOX)	Acido alogenoso (HOXO)	Acido alogenico (HOXO ₂)	Acido peralogenico (HOXO ₃)
				
fluoro	HOF	—	—	—
cloro	HOCl	HOCIO	HOCIO ₂	HOCIO ₃
bromo	HOBr	(HOBrO)?	HOBRO ₂	HOBRO ₃
iodio	HOI	—	HOIO ₂	HOIO ₃ , (HO) ₅ IO
ossoanione	ipoalogenito	alogenito	alogenato	peralogenato

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

Forza degli ossoacidi



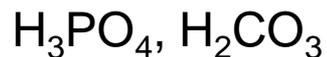
(a) Elettronegatività dell' atomo centrale



- L'effetto elettronegatività dell'atomo centrale aumenta con l'elettronegatività χ



acidi forti



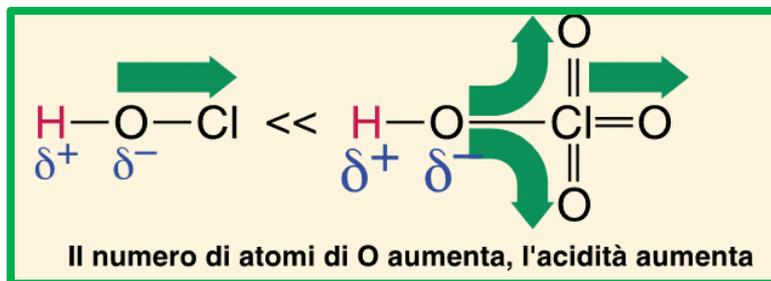
acidi deboli



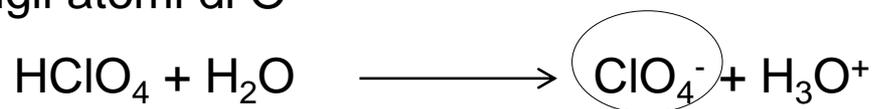
acido molto debole

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

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



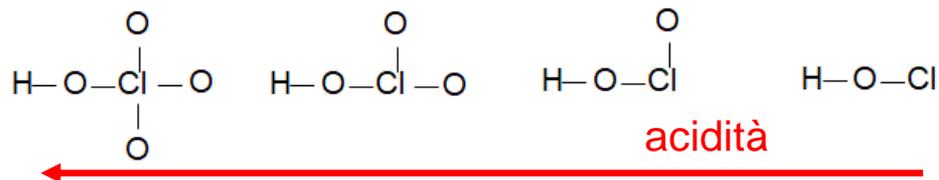
- Gli atomi di O sono elettrone-attrattori e indeboliscono il legame O-H
- La base coniugata (anione) è stabilizzata dalla delocalizzazione della carica negativa sugli atomi di O



→ 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

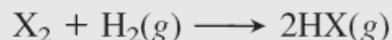
- Per gli ossiacidi con lo **stesso** numero di atomi di ossigeno attorno a X, la forza acida aumenta all'aumentare dell'elettronegatività di E
- Per gli ossiacidi con **differenti** numeri di atomi di ossigeno attorno a un dato X, la forza acida aumenta all'aumentare del numero di atomi di O.



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 (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 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 H_2O e sale marino). È prodotto dalla reazione di NaCl e H_2SO_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 (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 (NH_4ClO_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 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.

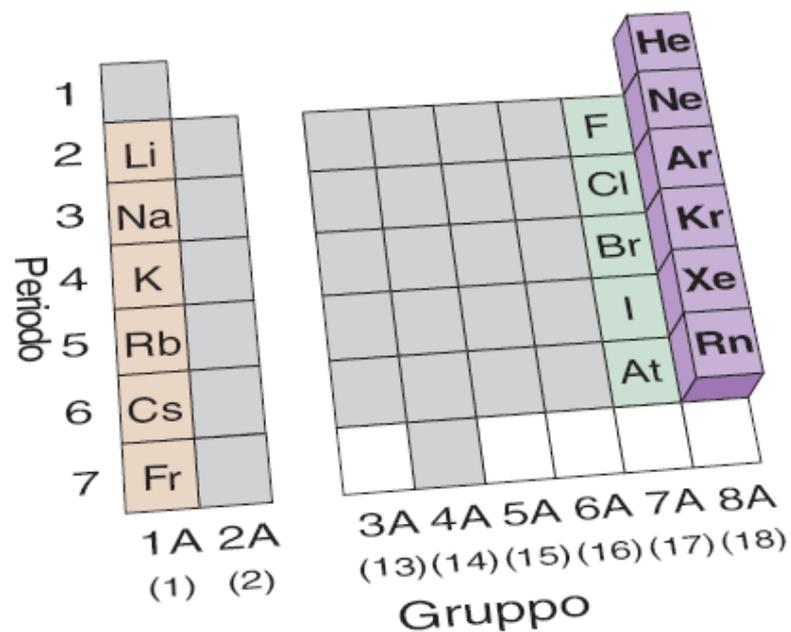
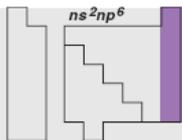


Figura 14.34 Guardando indietro agli alogeni, Gruppo 7A(17), e avanti ai metalli alcalini, Gruppo 1A(1), dal punto di vista del Gruppo 8A(18).

LEGENDA

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



GRUPPO 8A(18)

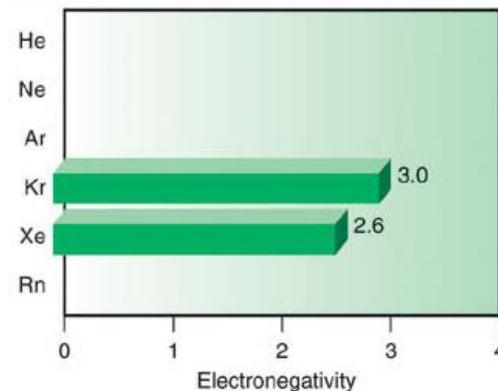
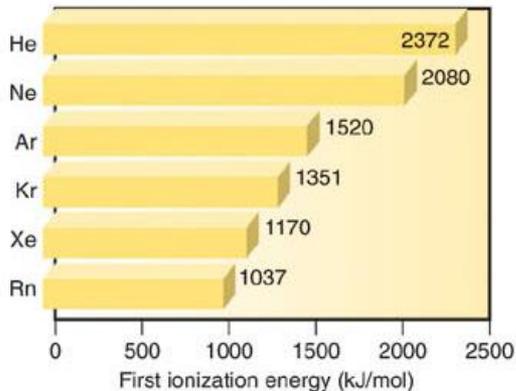
Gruppo 8A(18): i gas nobili

RITRATTO DI FAMIGLIA

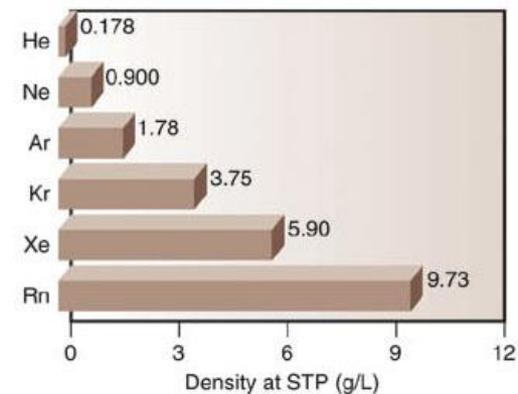
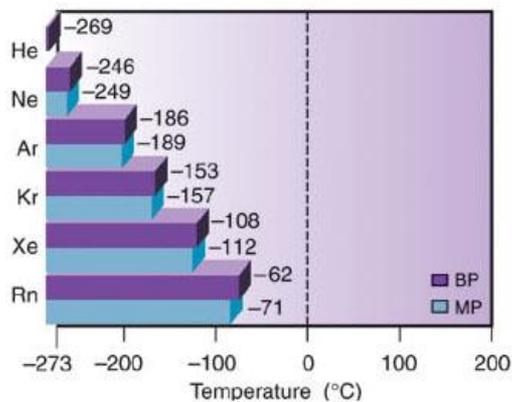
2 He 4.003 1s ² (none)	
10 Ne 20.18 2s ² 2p ⁶ (none)	
18 Ar 39.95 3s ² 3p ⁶ (none)	
36 Kr 83.80 4s ² 4p ⁶ (+2)	
54 Xe 131.3 5s ² 5p ⁶ (+8, +6, +4, +2)	
86 Rn (222) 6s ² 6p ⁶ (+2)	

Atomic radius (pm)

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



Proprietà atomiche



Proprietà fisiche