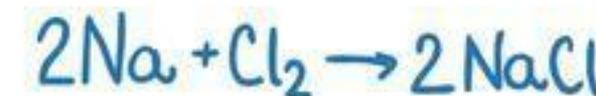
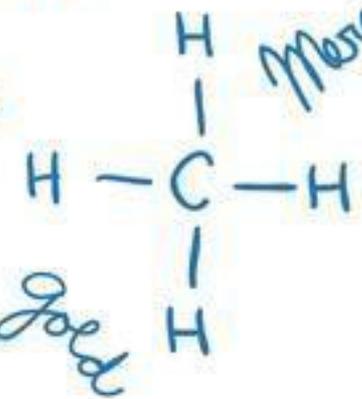
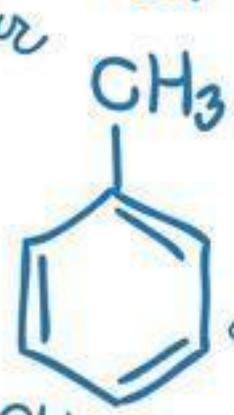
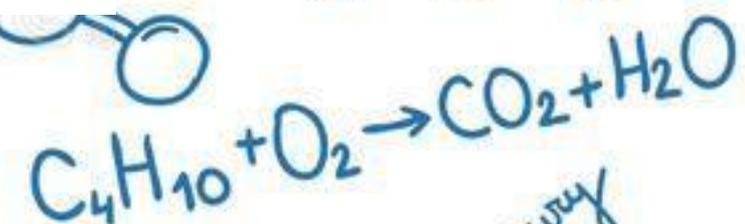
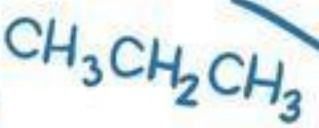
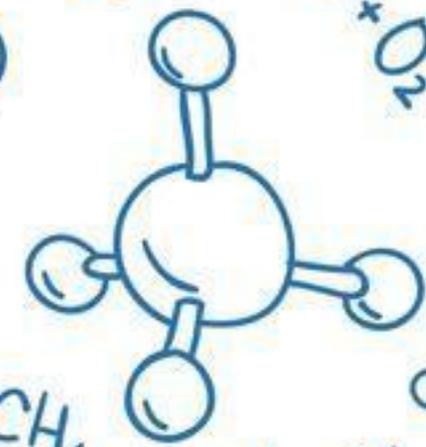
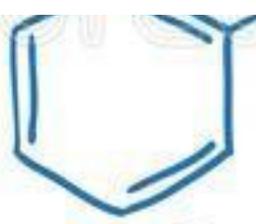
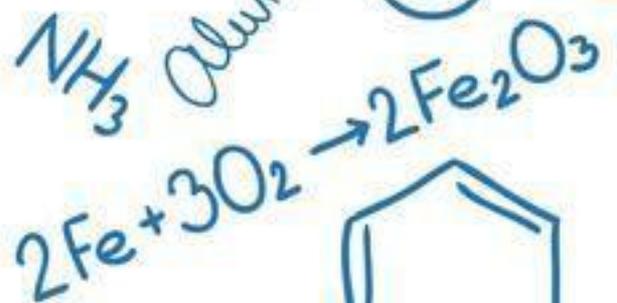
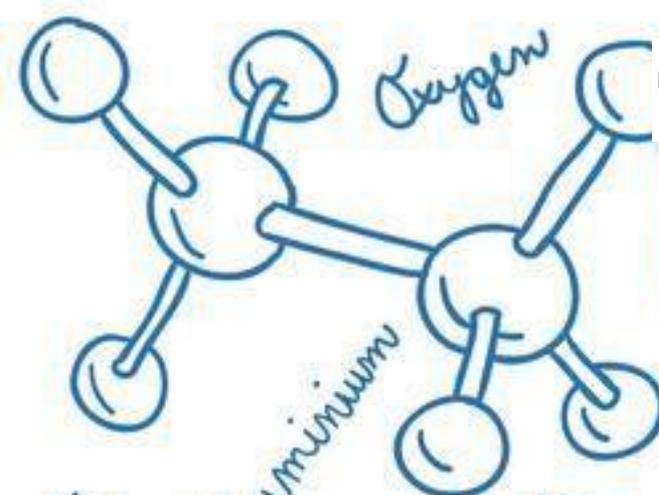


TAVOLA PERIODICA



# La Tavola Periodica degli Elementi

Tra il 1861 e il 1871 Dmitrij Ivanovič Mendeleev ordina i 63 elementi conosciuti in base a una legge periodica: nasce la prima tavola periodica. Gli elementi erano ordinati tenendo conto di massa atomica e proprietà chimiche.

**Таблица II.**  
Вторая попытка Менделѣева найти естественную систему химических элементовъ. Перепечатана безъ измененийъ изъ „Журнала Русскаго Химическаго Общества“, т. III, стр. 31 (1871 г.).

	Группа I.	Группа II.	Группа III.	Группа IV.	Группа V.	Группа VI.	Группа VII.	Группа VIII, переходъ къ группѣ I.
	H=1							
Типичскіе элементы.	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
1-й періодъ. } Рядъ 1-й.	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
2-й періодъ. } — 2-й.	K=39	Ca=40	?=44	Ti=50?	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59, Cu=63
3-й періодъ. } — 3-й.	(Ca=63)	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	
4-й періодъ. } — 4-й.	Rb=85	Sr=87	Yt?=88?	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104 Pd=104, Ag=108
5-й періодъ. } — 5-й.	(Ag=106)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=128?	J=127	
6-й періодъ. } — 6-й.	Cs=133	Ba=137	—=137	Ce=138?	—	—	—	
7-й періодъ. } — 7-й.	—	—	—	—	—	—	—	
8-й періодъ. } — 8-й.	—	—	—	—	Ta=182	W=184	—	Os=199?, Ir=196? Pt=197, Au=197
9-й періодъ. } — 9-й.	(Au=197)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
10-й періодъ. } — 10-й.	—	—	—	Th=232	—	U=240	—	
Высшая соляная окись	R <sub>2</sub> O	R <sub>2</sub> O <sub>2</sub> или RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>4</sub> или RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>6</sub> или RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>8</sub> или RO <sub>4</sub>
Высшее водородное соединеніе . . .			(RH <sub>3</sub> )	RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	RH <sub>2</sub>	RH	

# La Tavola Periodica degli Elementi

Gli elementi nella stessa colonna hanno proprietà chimiche simili.

Ci sono caselle vuote, perché Mendeleev era certo che sarebbero stati scoperti altri elementi, di cui calcolò le masse atomiche e ipotizzò le proprietà chimiche.

I	II	III	IV	V	VI	VII
H						
Li	Be	B	C	N	O	F
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
K	Ca	-	-	As	Se	Br
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
Cs	Ba	-	-	-	-	-

# La Tavola Periodica degli Elementi

- Nell'attuale tavola periodica il criterio d'ordine non è più la massa atomica ma il numero atomico,  $Z$ , crescente.
- Legge della periodicità: le proprietà fisiche e chimiche degli elementi sono una funzione periodica del loro numero atomico  $Z$ .
- Gli elementi della stessa colonna hanno dunque proprietà molto simili.

## PERIODIC TABLE OF ELEMENTS

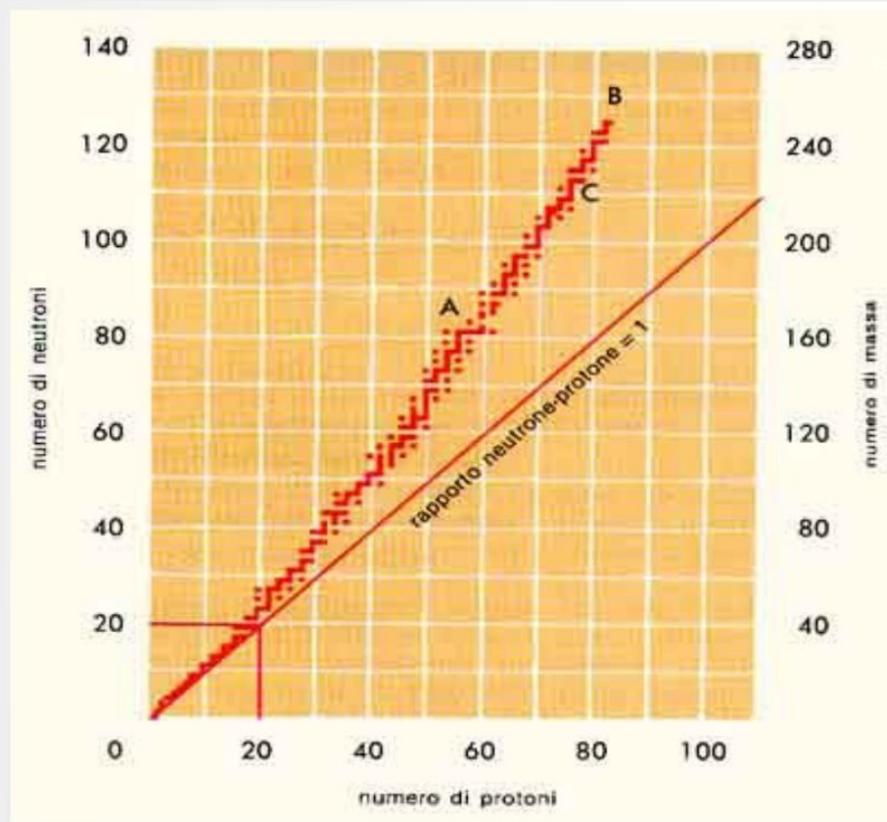
PubChem

1 H Hydrogen																	2 He Helium
3 Li Lithium	4 Be Beryllium											5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon
11 Na Sodium	12 Mg Magnesium											13 Al Aluminum	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
55 Cs Cesium	56 Ba Barium	..	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantalum	74 W Tungsten	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platinum	79 Au Gold	80 Hg Mercury	81 Tl Thallium	82 Pb Lead	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	**	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Nh Nihonium	114 Fl Flerovium	115 Mc Moscovium	116 Lv Livermorium	117 Ts Tennessine	118 Og Oganesson
..			57 La Lanthanum	58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium
..			89 Ac Actinium	90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium

# A proposito di numero Atomico

- Nucleo e' costituito da nucleoni (protoni e neutroni). Mentre i neutroni liberi sono abbastanza instabili tendono a decadere in un protone ed un elettrone ( $t_{1/2}$  circa 900 s), i protoni sono stabili.
- La forza nucleare forte tiene assieme il nucleo vincendo la repulsione fra i protoni. Buona parte degli isotopi sono stabili, ma non tutti.
- Il numero di protoni ( $Z =$  numero atomico) caratterizza l'elemento chimico
- Numero di neutroni si indica con  $N$  ed il numero di massa  $A = Z + N$
- Due nuclei caratterizzati dallo stesso  $Z$  ma differente valore di  $A$  ( e quindi di  $N$ ) sono detti isotopi

# Stabilità del Nucleo



I nuclei non sono tutti stabili, i nuclei poco stabili sono caratterizzati da:

- Troppi protoni quindi nuclei molto pesanti
- Numero troppo grande di neutroni
- Un numero troppo piccolo di neutroni

La radioattività è stata scoperta alla fine dell'800. Si è successivamente riusciti a classificare la radioattività sotto tre forme: raggi  $\alpha$ , raggi  $\beta$  e raggi  $\gamma$ .

# Difetto di massa

## Energia di legame e difetto di massa

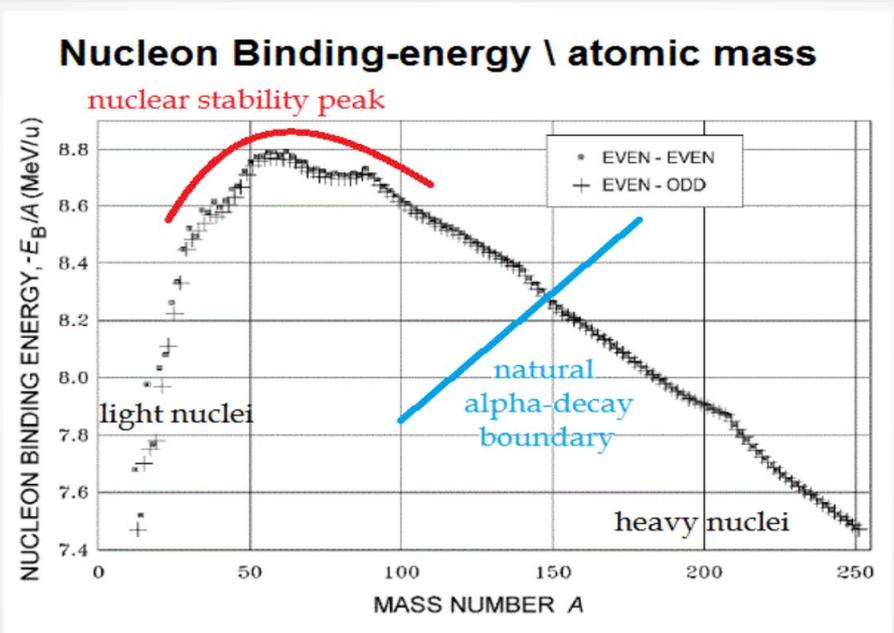
- L'energia di legame e' l'energia necessaria a scomporre un sistema nelle sue parti.
- Di fatto un sistema ha un'energia potenziale negativa cioe' inferiore a quella delle parti che lo sostituiscono.
- Nel caso del nucleo l'energia di legame e' quella necessaria a scomporre il nucleo stesso nei protoni e neutroni che lo costituiscono.
- La famosa equazione di Einstein  $E=mc^2$  stabilisce un'equivalenza fra massa ed energia.
- La massa in pratica e' una delle tante forme di energia
- L'energia nucleare e' l'energia necessaria rompere tutti i legami fra protoni e neutroni
- In un qualsiasi nucleo la massa del nucleo stesso e' inferiore alla somma delle masse di neutroni e protoni che lo costituiscono

# Difetto di massa

Ogni nucleo e' sostituito da numerose particelle, ma per quello che ci riguarda possiamo immaginarlo costituito da soli protoni e neutroni (a loro volta costituiti da quark). Ad esempio il nucleo di un atomo di elio e' costituito da due protoni e due neutroni

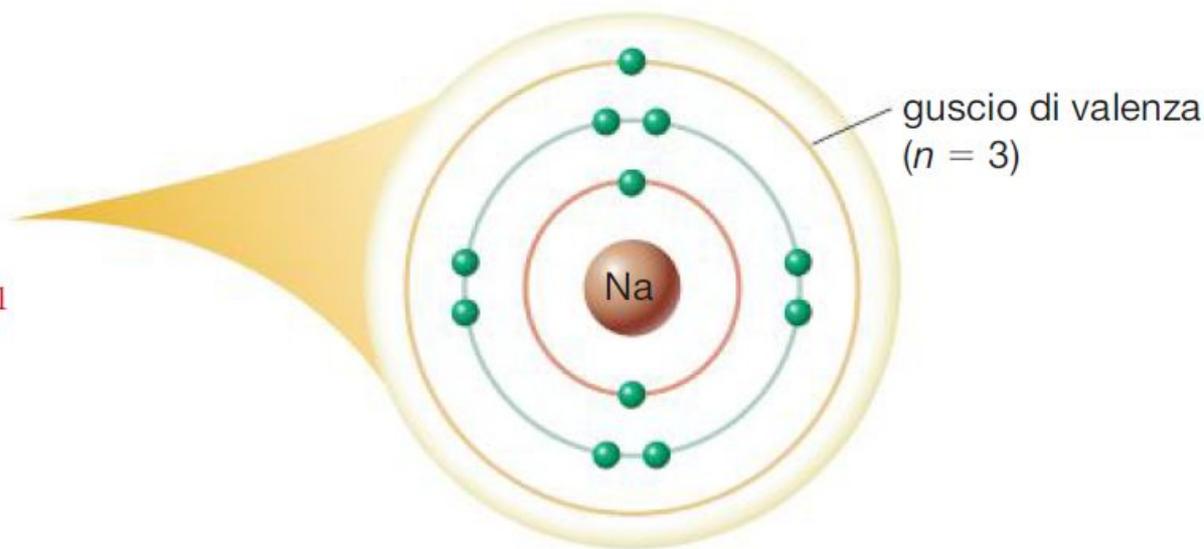
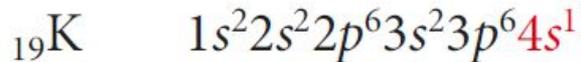
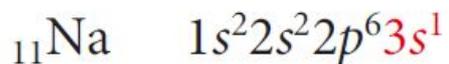
- Massa delle particelle:
  - protone = 1,00728 uma
  - neutrone = 1,00867 uma
  - elettrone = 0,000598 uma
- Massa di un nucleo di 4 He= 4,0026 uma
- Somma delle masse di 2 protoni e 2 neutroni= 4,0319 uma
- La differenza  $0,0293 \text{ uma} = 4,86 \cdot 10^{-29} \text{ kg}$

$E = mc^2 = 4,37 \cdot 10^{-12} \text{ J/nucleo}$  -> Questa e' l'energia emessa quando si forma un nucleo di elio a partire dalle particelle che lo costituiscono

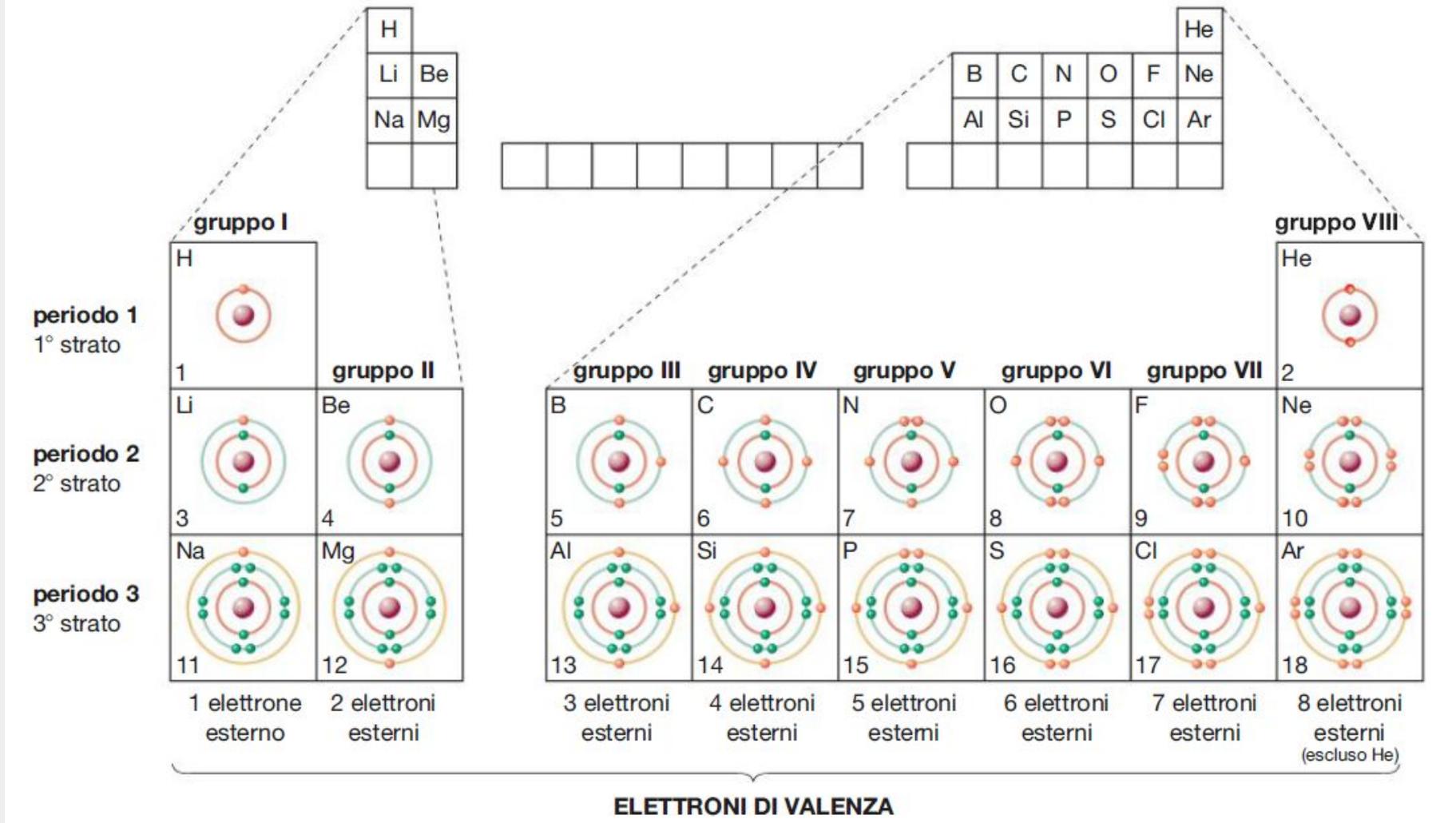


# La Tavola Periodica degli Elementi

- La periodicità degli elementi è dovuta a come sono disposti i loro elettroni più esterni, detti elettroni di valenza, intorno al nucleo. Il livello  $n$  più esterno è detto guscio di valenza.

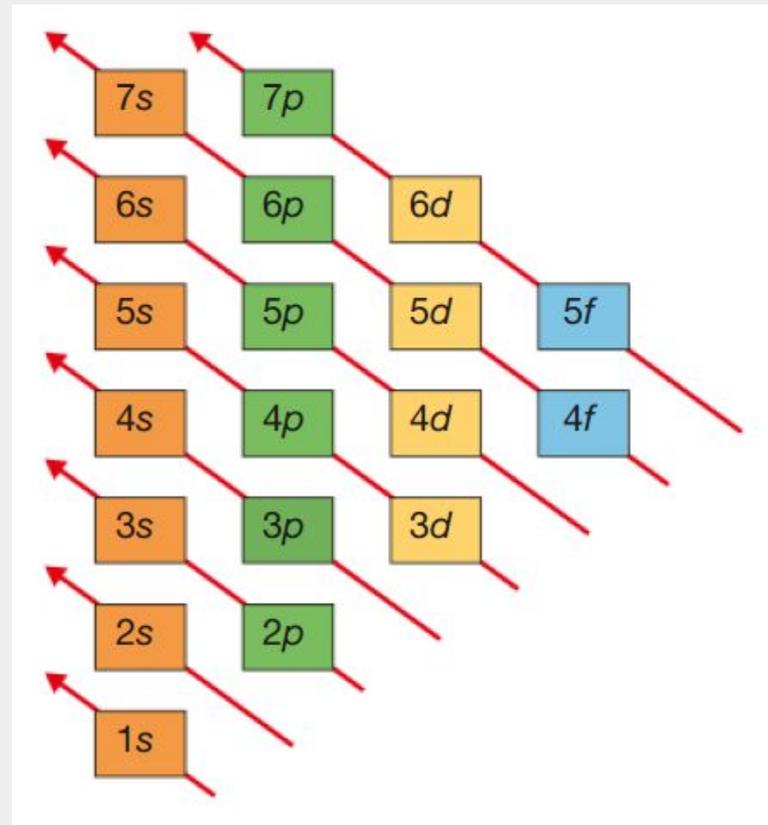
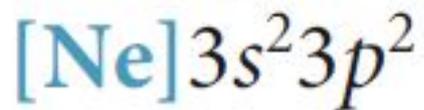


# La Tavola Periodica degli Elementi



# La Tavola Periodica degli Elementi

Si può scrivere la configurazione elettronica abbreviata di ogni elemento: tra parentesi quadre il simbolo del gas nobile che lo precede e di seguito la disposizione degli elettroni nel livello incompleto.





# La Tavola Periodica degli Elementi

**Simboli di Lewis:** il simbolo dell'elemento, circondato da puntini che indicano gli elettroni di valenza (solo per atomi con elettroni di valenza in s o p).

Gruppo	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
primo periodo	H•							He••
secondo periodo	Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
terzo periodo	Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

In prima approssimazione ricorderete che il numero di legami covalenti formati da un atomo è uguale al numero di elettroni disaccoppiati nel suo simbolo di Lewis.

# La Tavola Periodica degli Elementi

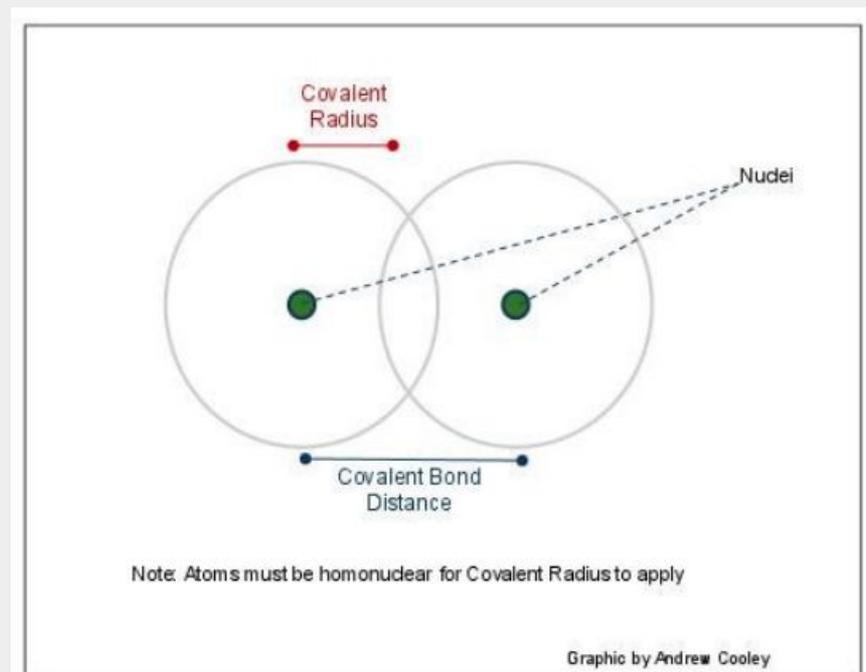
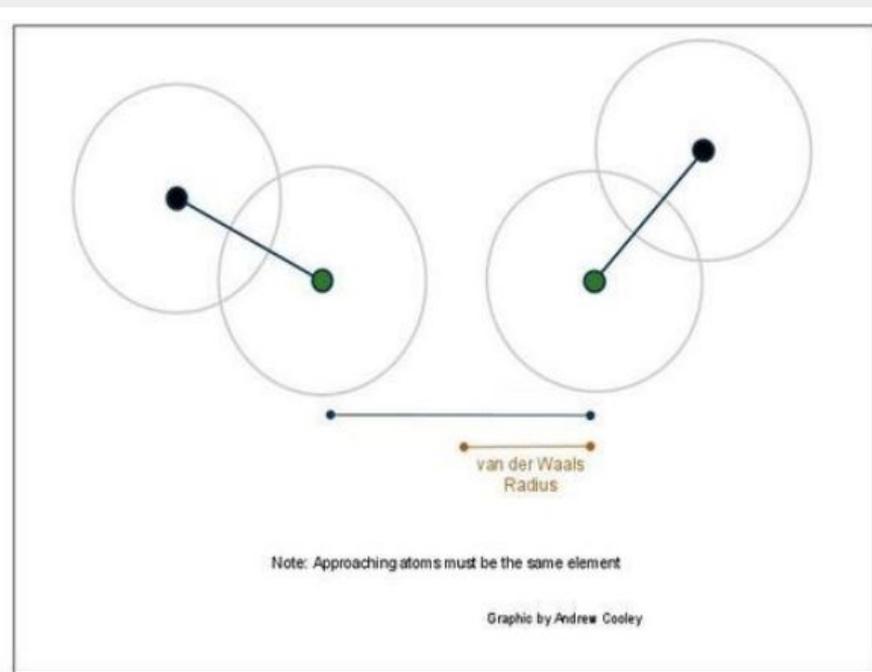
L'andamento delle varie proprietà degli elementi può essere interpretato:

- Gli elettroni di valenza risentono della carica positiva del nucleo:
  - **scendendo lungo un gruppo**, aumenta la distanza degli elettroni di valenza dal nucleo carico positivamente e quindi diminuisce la forza con cui il nucleo attrae a sé gli elettroni
  - **procedendo verso destra lungo un periodo**, aumenta la carica positiva del nucleo, attenuando l'effetto schermo degli elettroni più interni, e quindi aumenta la forza con cui il nucleo attrae a sé gli elettroni.
- **I vari elementi tendono a voler assumere la configurazione guscio chiuso, particolarmente stabile, tipica dei gas nobili**

# La Tavola Periodica degli Elementi

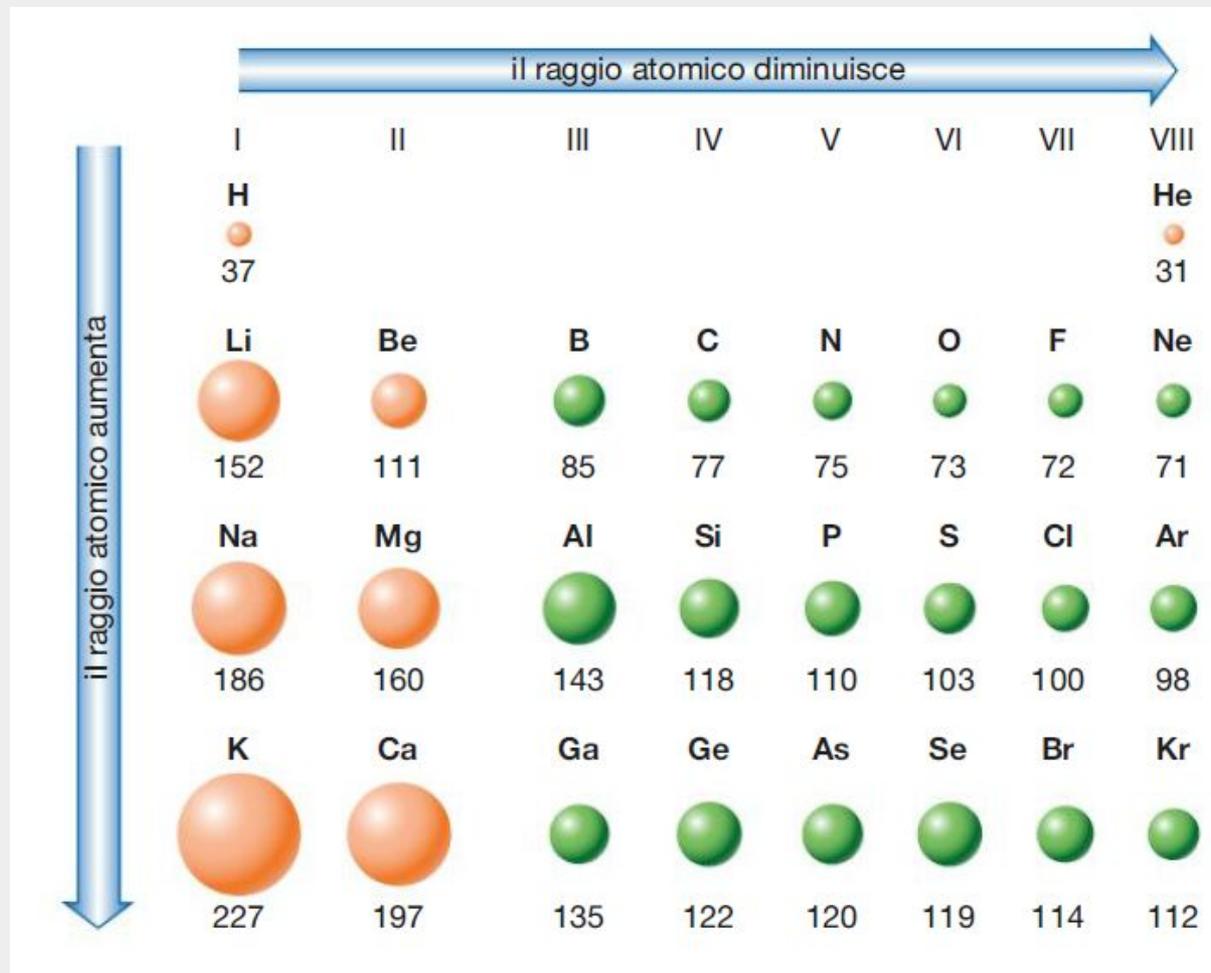
## Raggio atomico:

- metà della distanza minima alla quale possono avvicinarsi due atomi dello stesso elemento.
  - Metà della distanza che separa due atomi legati covalentemente
  - Metà della distanza che separa due atomi non legati



# La Tavola Periodica degli Elementi

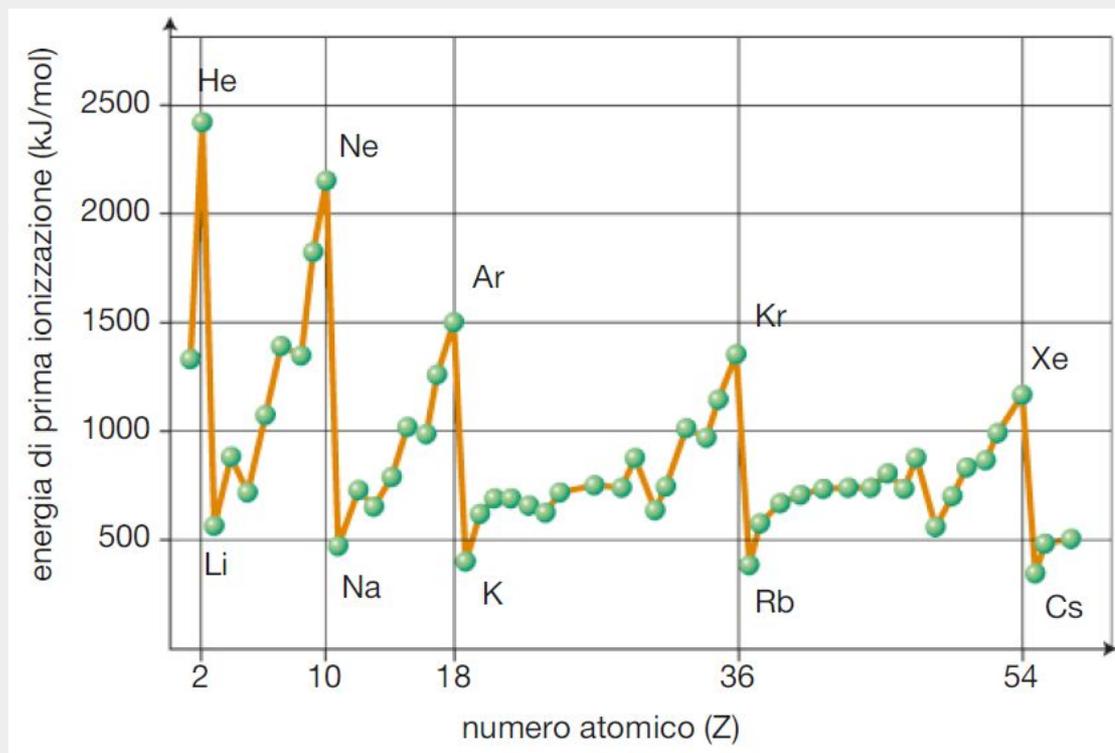
**Raggio atomico: Il raggio atomico cresce scendendo lungo un gruppo e diminuisce da sinistra a destra lungo un periodo.**



# La Tavola Periodica degli Elementi

**Energia di prima ionizzazione:** energia necessaria per rimuovere un elettrone da un atomo allo stato gassoso e trasformarlo in uno ione positivo, detto catione.

**L'energia di prima ionizzazione diminuisce scendendo lungo un gruppo e cresce da sinistra a destra lungo un periodo.**





# La Tavola Periodica degli Elementi

**Elettronegatività:** tendenza di un atomo ad attrarre a sé gli elettroni coinvolti nel legame con un altro atomo.

**L'elettronegatività diminuisce scendendo lungo un gruppo e cresce da sinistra a destra lungo un periodo.**

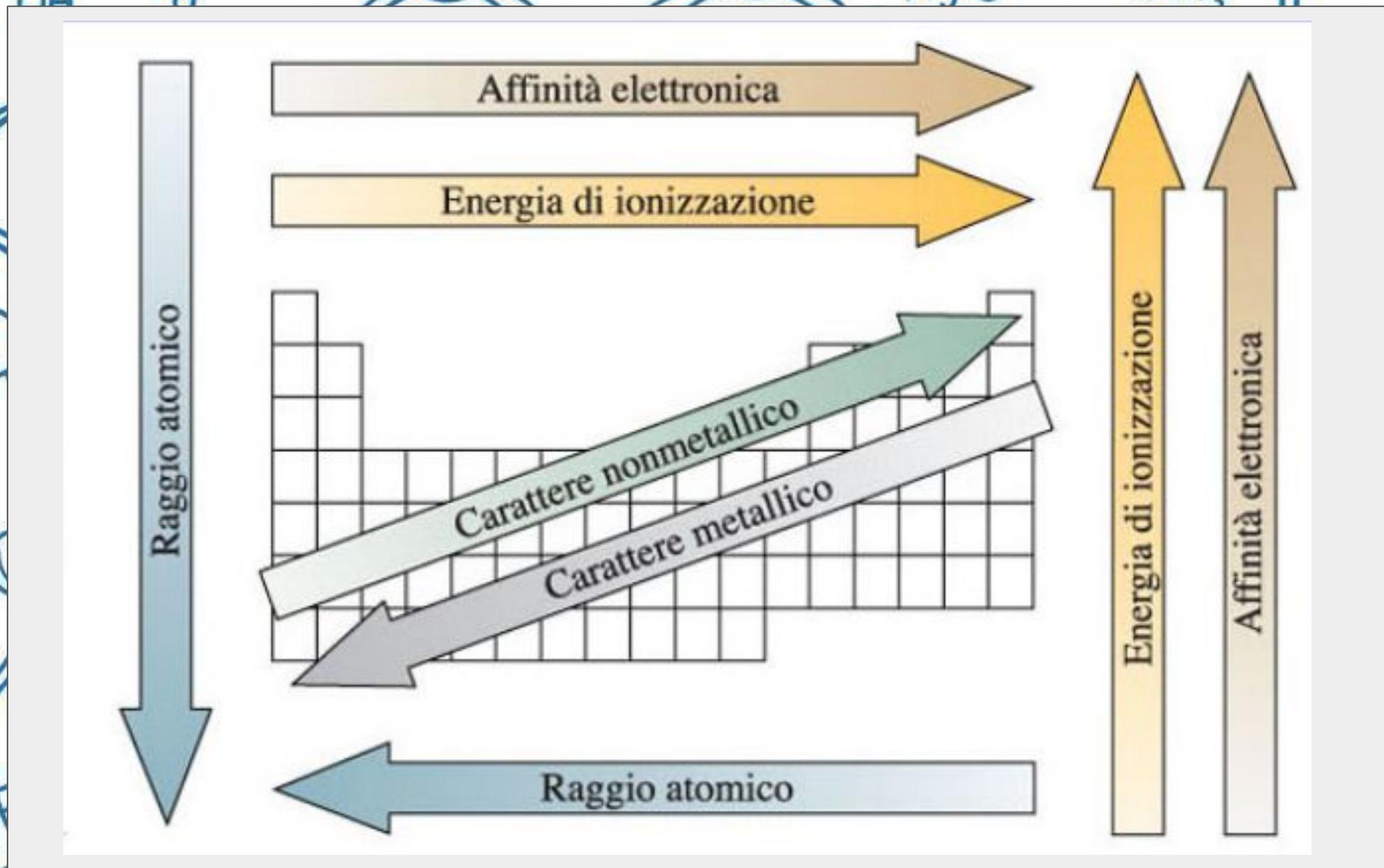
		crescente →															VIII			
		I	II												III	IV	V	VI	VII	He
1		H 2,20													B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne
2		Li 0,98	Be 1,57											Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar	
3		Na 0,93	Mg 1,31											Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr	
4		K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91	Cu 1,90	Zn 1,65	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,10	I 2,66	Xe	
5		Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,33	Nb 1,60	Mo 2,16	Tc 1,90	Ru 2,20	Rh 2,28	Pd 2,20	Ag 1,93	Cd 1,69	Tl 2,04	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn	
6		Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,30	Ta 1,50	W 2,36	Re 1,90	Os 2,20	Ir 2,20	Pt 2,28	Au 2,54	Hg 1,90	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,00	At 2,20	Rn		
7		Fr 0,70	Ra 0,90																	

# La Tavola Periodica degli Elementi

**In base alle loro proprietà chimiche e fisiche, gli elementi possono essere suddivisi in metalli, non metalli, semimetalli. Quindi tendenza a cedere o meno elettroni e quindi a formare legami metallici o non.**

		metalli										non metalli						semimetalli																		
1	1	H																		18	He															
2	3	Li	4	Be											5	B	6	C	7	N	8	O	9	F	10	Ne										
3	11	Na	12	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	Al	14	Si	15	P	16	S	17	Cl	18	Ar										
4	19	K	20	Ca	21	Sc	22	Ti	23	V	24	Cr	25	Mn	26	Fe	27	Co	28	Ni	29	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr
5	37	Rb	38	Sr	39	Y	40	Zr	41	Nb	42	Mo	43	Tc	44	Ru	45	Rh	46	Pd	47	Ag	48	Cd	49	In	50	Sn	51	Sb	52	Te	53	I	54	Xe
6	55	Cs	56	Ba	57	La	72	Hf	73	Ta	74	W	75	Re	76	Os	77	Ir	78	Pt	79	Au	80	Hg	81	Tl	82	Pb	83	Bi	84	Po	85	At	86	Rn
7	87	Fr	88	Ra	89	Ac	104	Rf	105	Db	106	Sg	107	Bh	108	Hs	109	Mt	110	Ds	111	Rg	112	Cn												

# La Tavola Periodica degli Elementi



Chlorine

NaCl

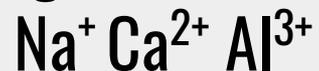


# La Tavola Periodica degli Elementi

I **metalli** sono caratterizzati da:

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

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

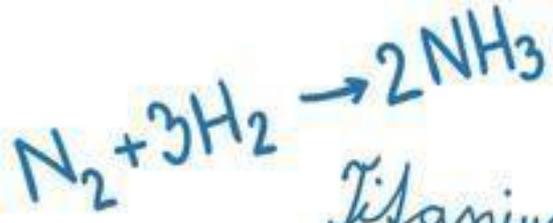


I **non-metalli** sono caratterizzati da:

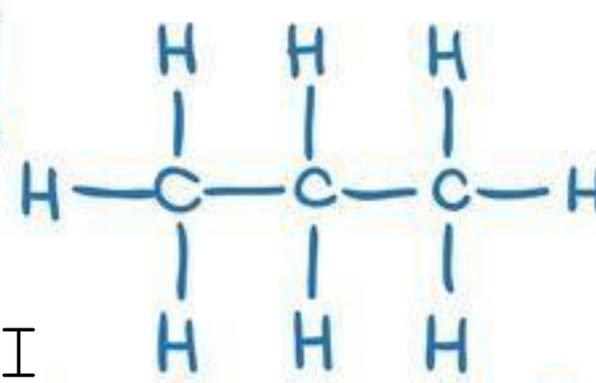
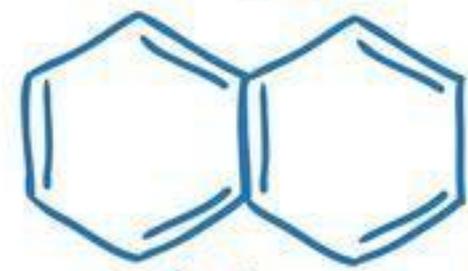
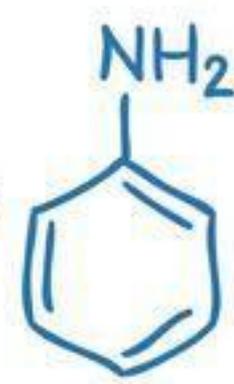
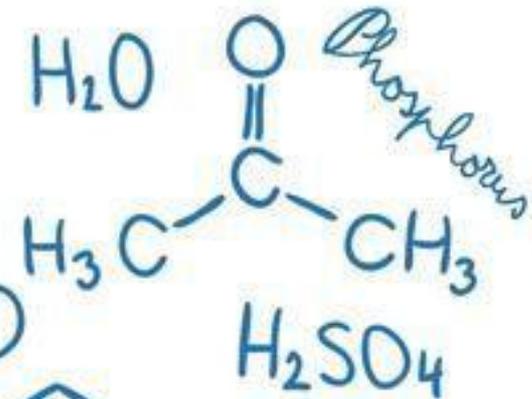
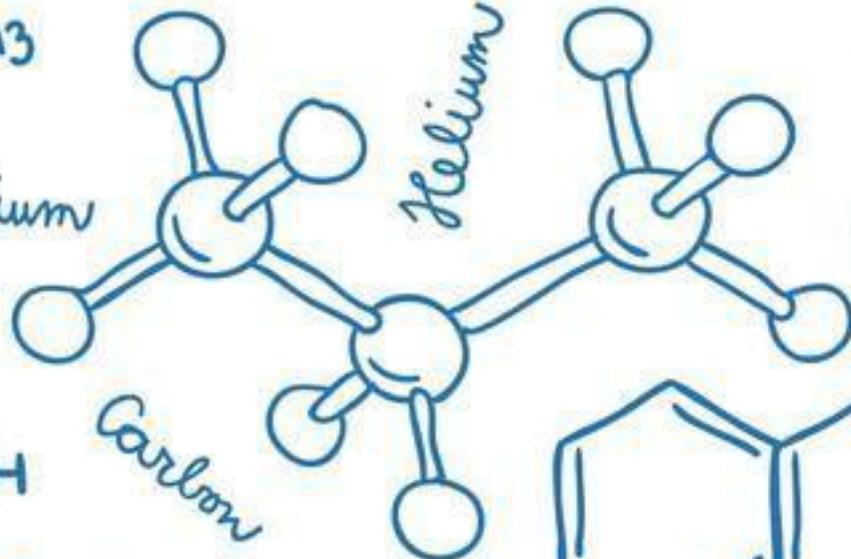
- elevate energie di ionizzazione
- affinità elettroniche negative e grandi
- elevata elettronegatività

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

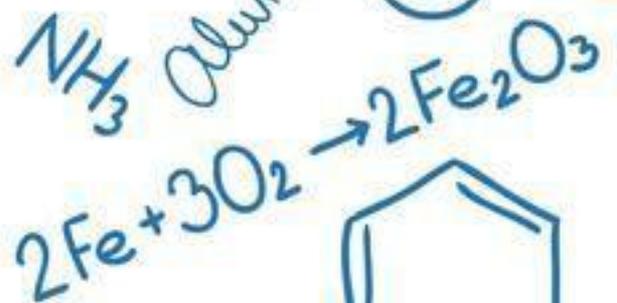
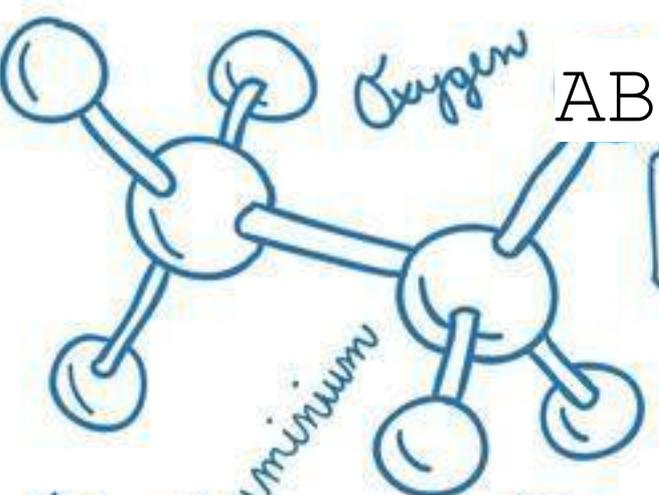




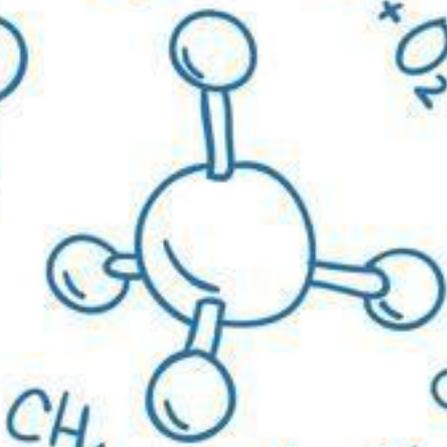
Titanium



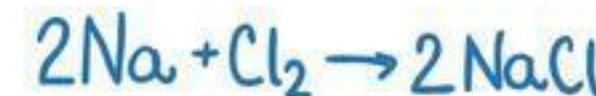
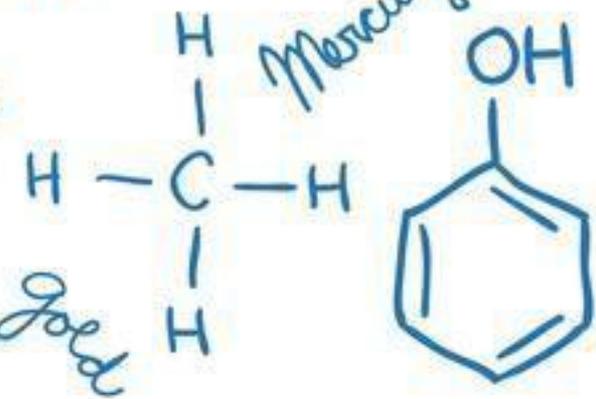
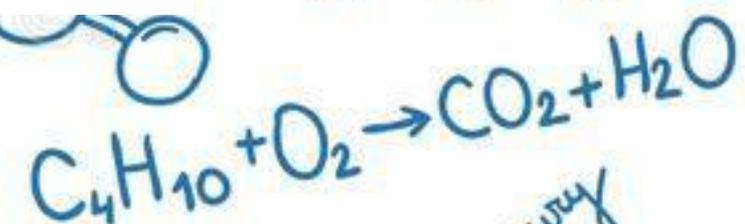
# ABBONDANZA ELEMENTI



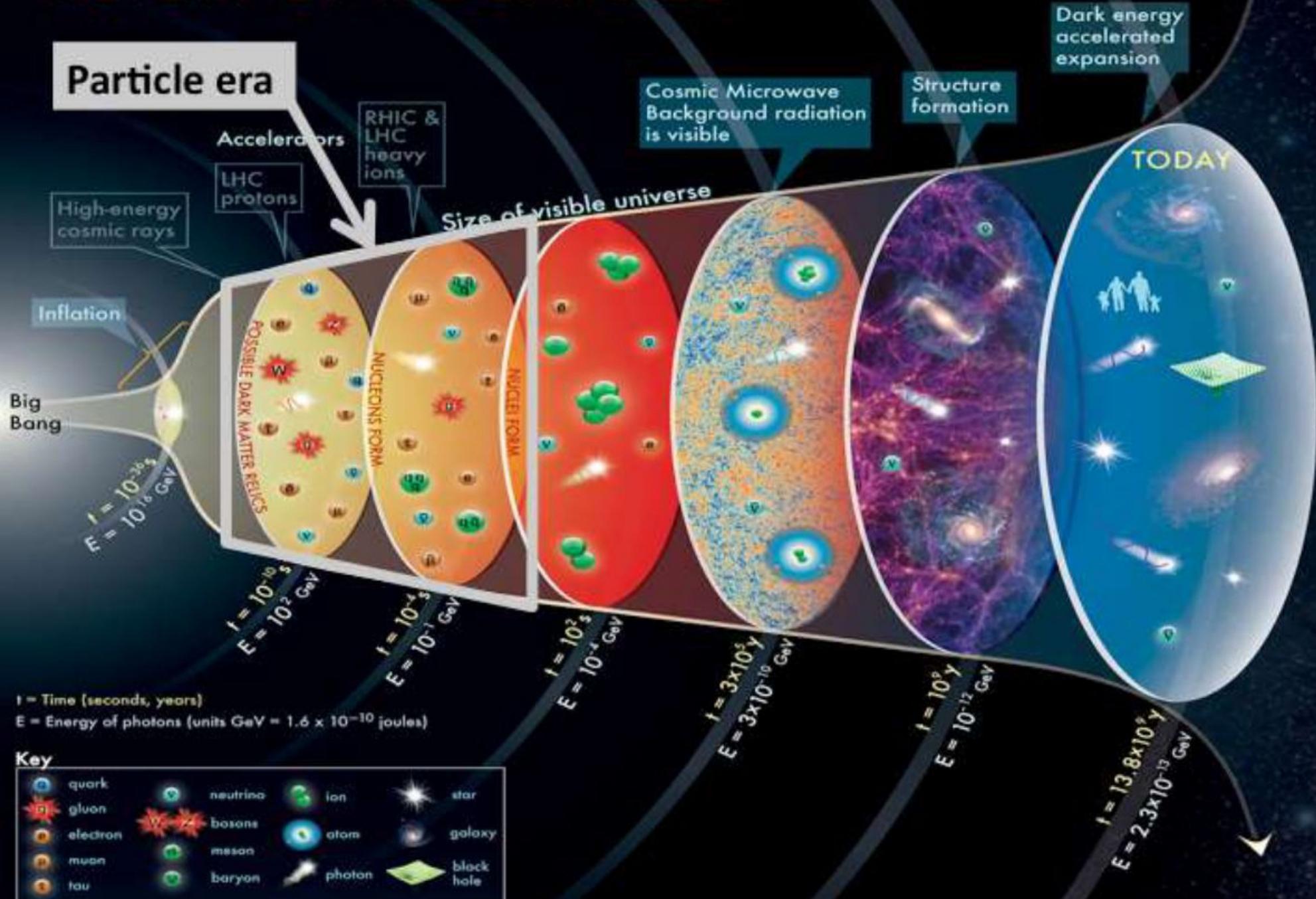
Chlorine



NaCl



# HISTORY OF THE UNIVERSE



The concept for the above figure originated in a 1985 paper by Michael Turner.

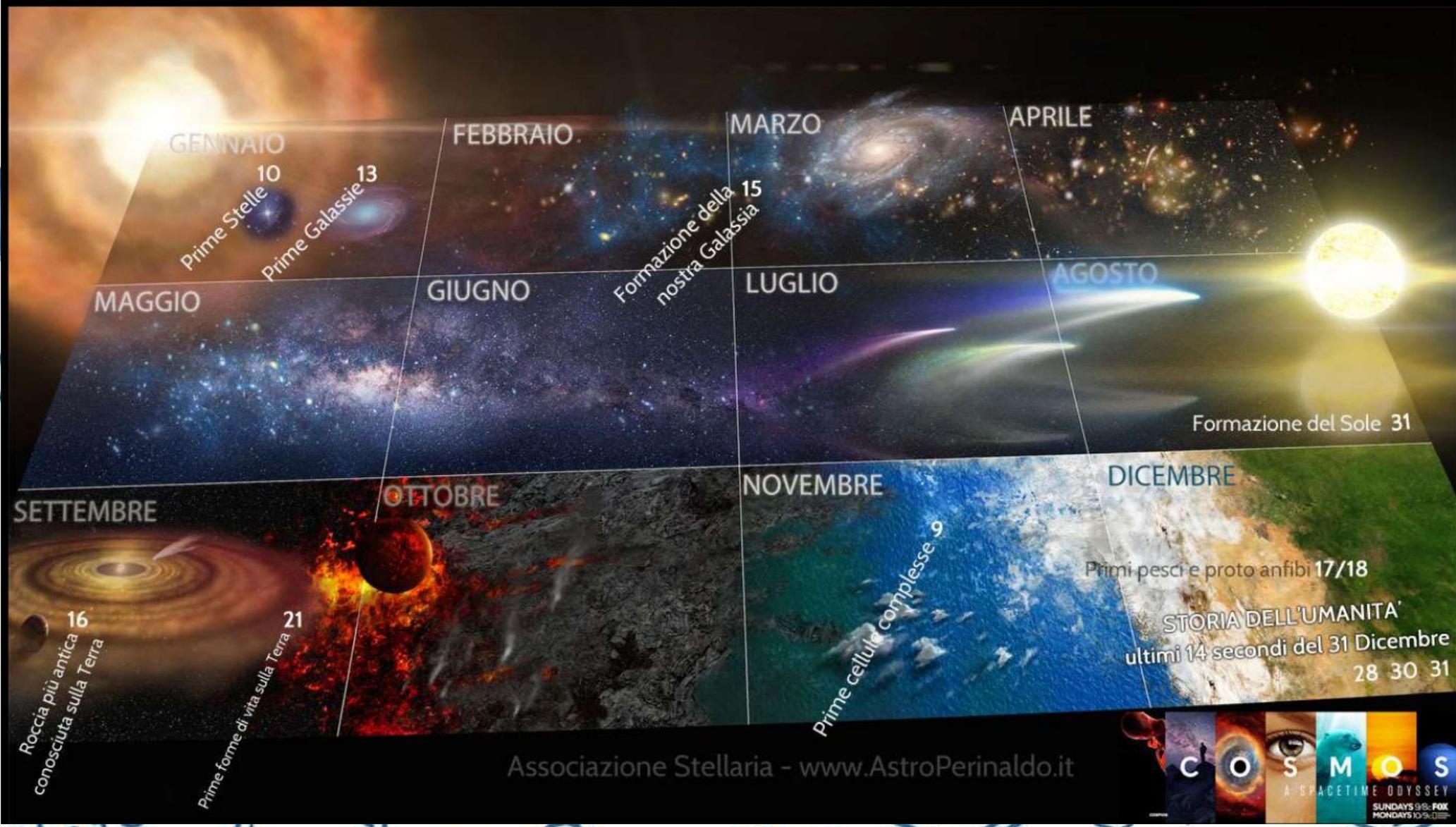
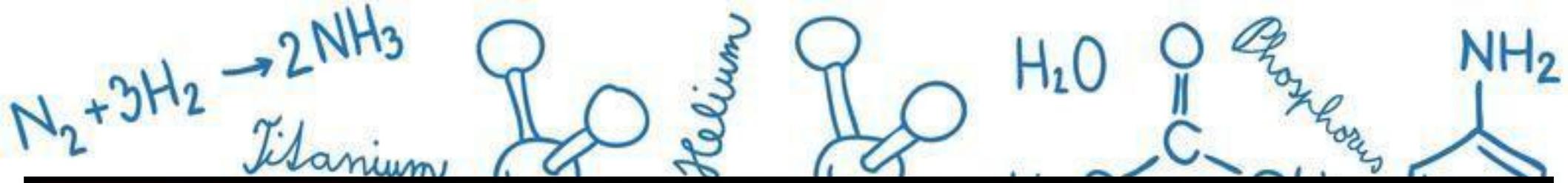
Particle Data Group, LBNL © 2015

Supported by DOE

Chlorine

NaCl

$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$



Associazione Stellaria - [www.AstroPerinaldo.it](http://www.AstroPerinaldo.it)



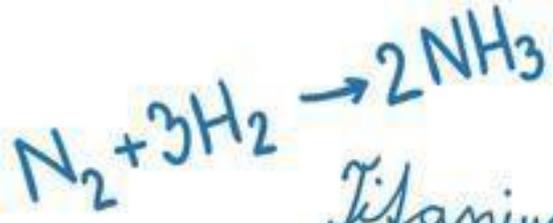
# Abbonanze Universo

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18				
															Pnictogens		Chalcogens		Halogens			
1	<b>1 H</b> Hydrogen 75	Atomic Symbol Name Weight		Color Minimum 		Scale Linear 		Logarithmic 										<b>2 He</b> Helium 23				
2	<b>3 Li</b> Lithium 6.0E-7	<b>4 Be</b> Beryllium 1.00E-7															<b>5 B</b> Boron 1.00E-7	<b>6 C</b> Carbon 0.50	<b>7 N</b> Nitrogen 0.100	<b>8 O</b> Oxygen 1.00	<b>9 F</b> Fluorine 0.000040	<b>10 Ne</b> Neon 0.13
3	<b>11 Na</b> Sodium 0.0020	<b>12 Mg</b> Magnesium 0.060															<b>13 Al</b> Aluminium 0.0050	<b>14 Si</b> Silicon 0.070	<b>15 P</b> Phosphorus 0.00070	<b>16 S</b> Sulfur 0.050	<b>17 Cl</b> Chlorine 0.000100	<b>18 Ar</b> Argon 0.020
4	<b>19 K</b> Potassium 0.00030	<b>20 Ca</b> Calcium 0.0070	<b>21 Sc</b> Scandium 3.0E-6	<b>22 Ti</b> Titanium 0.00030	<b>23 V</b> Vanadium 0.000100	<b>24 Cr</b> Chromium 0.0015	<b>25 Mn</b> Manganese 0.00080	<b>26 Fe</b> Iron 0.11	<b>27 Co</b> Cobalt 0.00030	<b>28 Ni</b> Nickel 0.0060	<b>29 Cu</b> Copper 6.0E-6	<b>30 Zn</b> Zinc 0.000030	<b>31 Ga</b> Gallium 1.00E-6	<b>32 Ge</b> Germanium 0.000020	<b>33 As</b> Arsenic 8.0E-7	<b>34 Se</b> Selenium 3.0E-6	<b>35 Br</b> Bromine 7.0E-7	<b>36 Kr</b> Krypton 4.0E-6				
5	<b>37 Rb</b> Rubidium 1.00E-6	<b>38 Sr</b> Strontium 4.0E-6	<b>39 Y</b> Yttrium 7.0E-7	<b>40 Zr</b> Zirconium 5.0E-6	<b>41 Nb</b> Niobium 2.0E-7	<b>42 Mo</b> Molybdenum 5.0E-7	<b>43 Tc</b> Technetium 0	<b>44 Ru</b> Ruthenium 4.0E-7	<b>45 Rh</b> Rhodium 6.0E-8	<b>46 Pd</b> Palladium 2.0E-7	<b>47 Ag</b> Silver 6.0E-8	<b>48 Cd</b> Cadmium 2.0E-7	<b>49 In</b> Indium 3.0E-8	<b>50 Sn</b> Tin 4.0E-7	<b>51 Sb</b> Antimony 4.0E-8	<b>52 Te</b> Tellurium 9.0E-7	<b>53 I</b> Iodine 1.00E-7	<b>54 Xe</b> Xenon 1.00E-6				
6	<b>55 Cs</b> Caesium 8.0E-8	<b>56 Ba</b> Barium 1.00E-6	57-71	<b>72 Hf</b> Hafnium 7.0E-8	<b>73 Ta</b> Tantalum 8.0E-9	<b>74 W</b> Tungsten 5.0E-8	<b>75 Re</b> Rhenium 2.0E-8	<b>76 Os</b> Osmium 3.0E-7	<b>77 Ir</b> Iridium 2.0E-7	<b>78 Pt</b> Platinum 5.0E-7	<b>79 Au</b> Gold 6.0E-8	<b>80 Hg</b> Mercury 1.00E-7	<b>81 Tl</b> Thallium 5.0E-8	<b>82 Pb</b> Lead 1.00E-6	<b>83 Bi</b> Bismuth 7.0E-8	<b>84 Po</b> Polonium 0	<b>85 At</b> Astatine 0	<b>86 Rn</b> Radon 0				
7	<b>87 Fr</b> Francium 0	<b>88 Ra</b> Radium 0	89-103	<b>104 Rf</b> Rutherfordium 0	<b>105 Db</b> Dubnium 0	<b>106 Sg</b> Seaborgium 0	<b>107 Bh</b> Bohrium 0	<b>108 Hs</b> Hassium 0	<b>109 Mt</b> Meitnerium 0	<b>110 Ds</b> Darmstadtium 0	<b>111 Rg</b> Roentgenium 0	<b>112 Cn</b> Copernicium 0	<b>113 Nh</b> Nihonium 0	<b>114 Fl</b> Flerovium 0	<b>115 Mc</b> Moscovium 0	<b>116 Lv</b> Livermorium 0	<b>117 Ts</b> Tennessine 0	<b>118 Og</b> Oganesson 0				

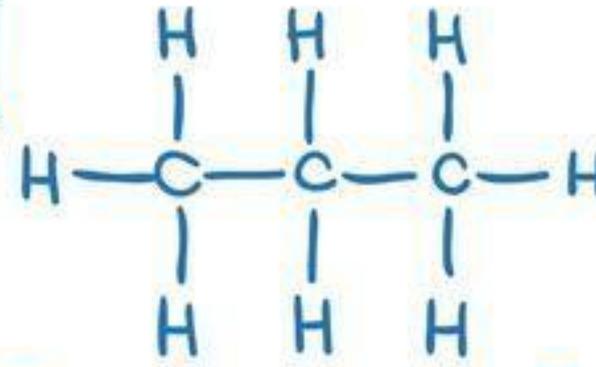
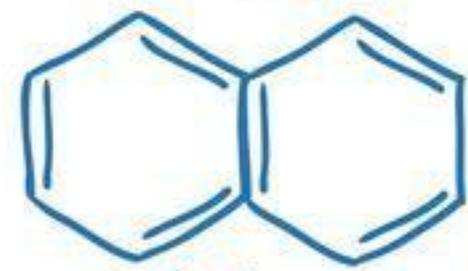
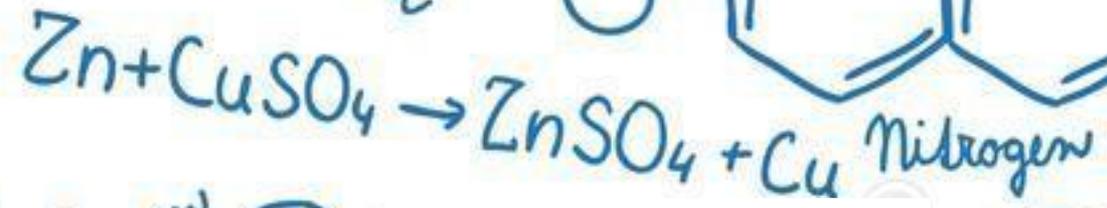
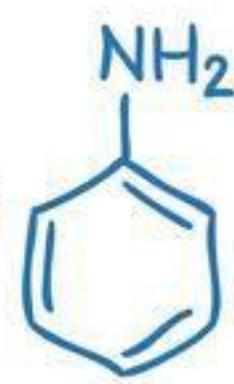
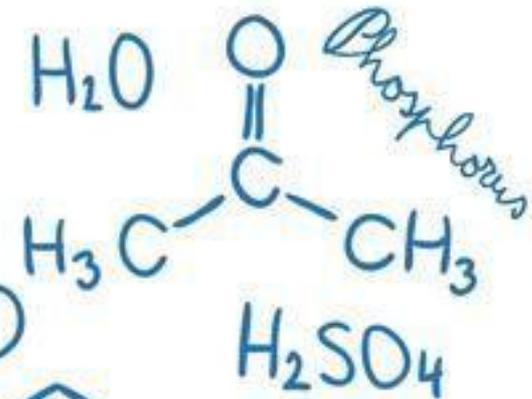
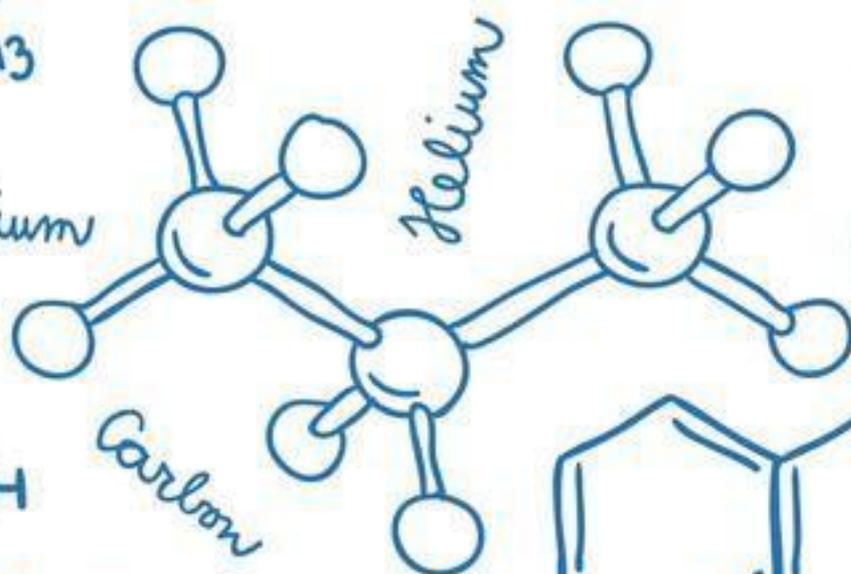
Abundance is a measure of the occurrence of elements by mass relative to all other elements in an environment

6	<b>57 La</b> Lanthanum 2.0E-7	<b>58 Ce</b> Cerium 1.00E-6	<b>59 Pr</b> Praseodymium 2.0E-7	<b>60 Nd</b> Neodymium 1.00E-6	<b>61 Pm</b> Promethium 0	<b>62 Sm</b> Samarium 5.0E-7	<b>63 Eu</b> Europium 5.0E-8	<b>64 Gd</b> Gadolinium 2.0E-7	<b>65 Tb</b> Terbium 5.0E-8	<b>66 Dy</b> Dysprosium 2.0E-7	<b>67 Ho</b> Holmium 5.0E-8	<b>68 Er</b> Erbium 2.0E-7	<b>69 Tm</b> Thulium 1.00E-8	<b>70 Yb</b> Ytterbium 2.0E-7	<b>71 Lu</b> Lutetium 1.00E-8
7	<b>89 Ac</b> Actinium 0	<b>90 Th</b> Thorium 4.0E-8	<b>91 Pa</b> Protactinium 0	<b>92 U</b> Uranium 2.0E-8	<b>93 Np</b> Neptunium 0	<b>94 Pu</b> Plutonium 0	<b>95 Am</b> Americium 0	<b>96 Cm</b> Curium 0	<b>97 Bk</b> Berkelium 0	<b>98 Cf</b> Californium 0	<b>99 Es</b> Einsteinium 0	<b>100 Fm</b> Fermium 0	<b>101 Md</b> Mendelevium 0	<b>102 No</b> Nobelium 0	<b>103 Lr</b> Lawrencium 0

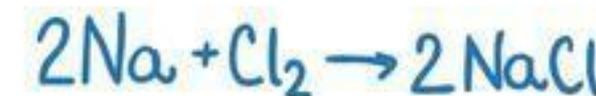
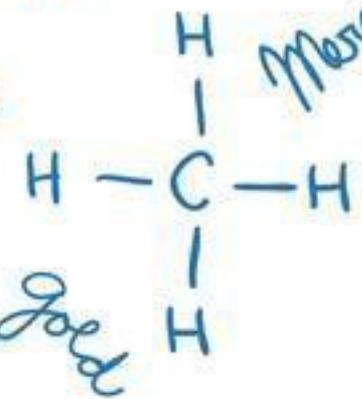
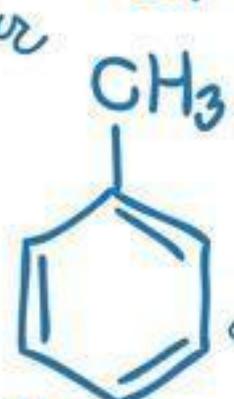
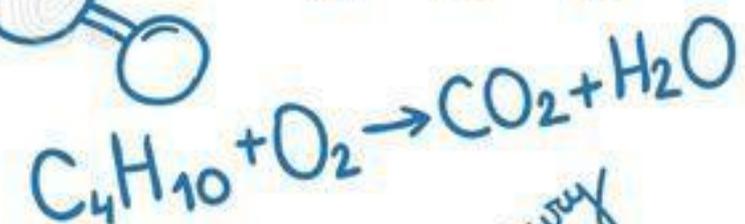
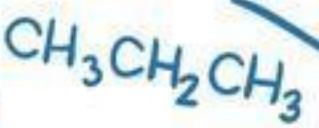
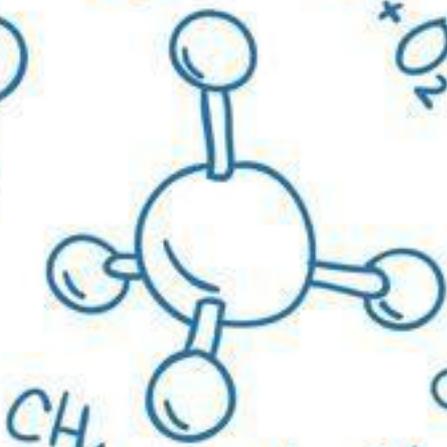
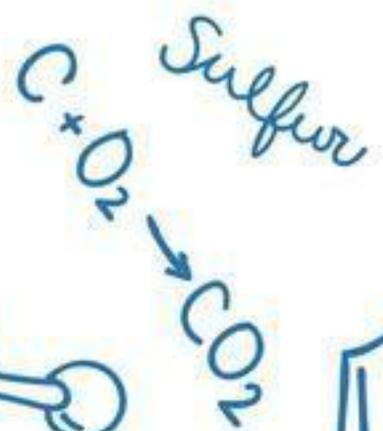
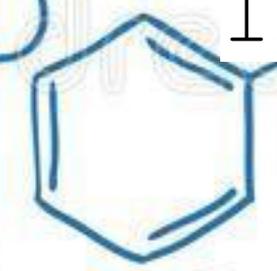
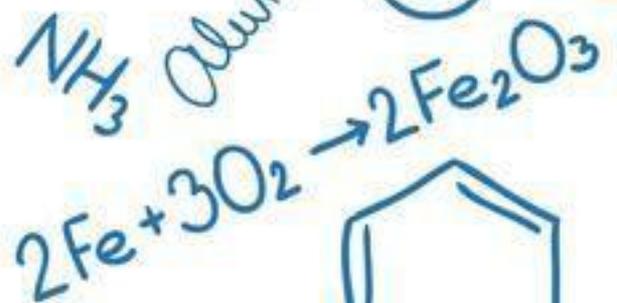
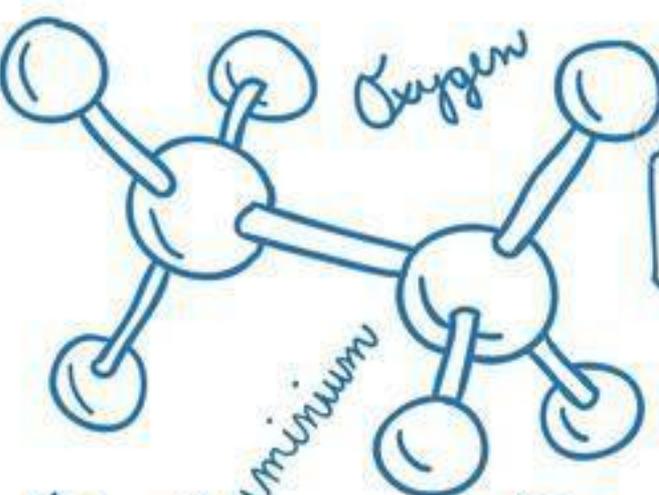




Titanium



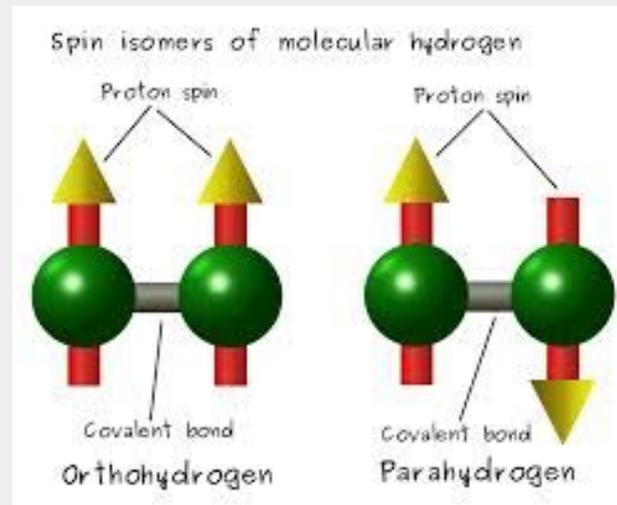
# IDROGENO



# Idrogeno

Elemento piu' abbondante dell'universo

In condizioni standard si trova come molecola  $H_2$ , ma in equilibrio fra Orto e para spin nucleari opposti o allineati (70% in forma orto)



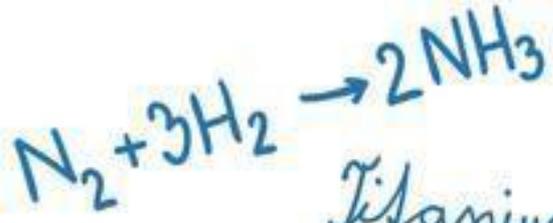
reazione con Fluoro spontanea ed esplosiva , con azoto ed ossigeno alta barriera di attivazione (cinetica) soprattutto a causa dell'alta energia di legame H-H

# Idrogeno

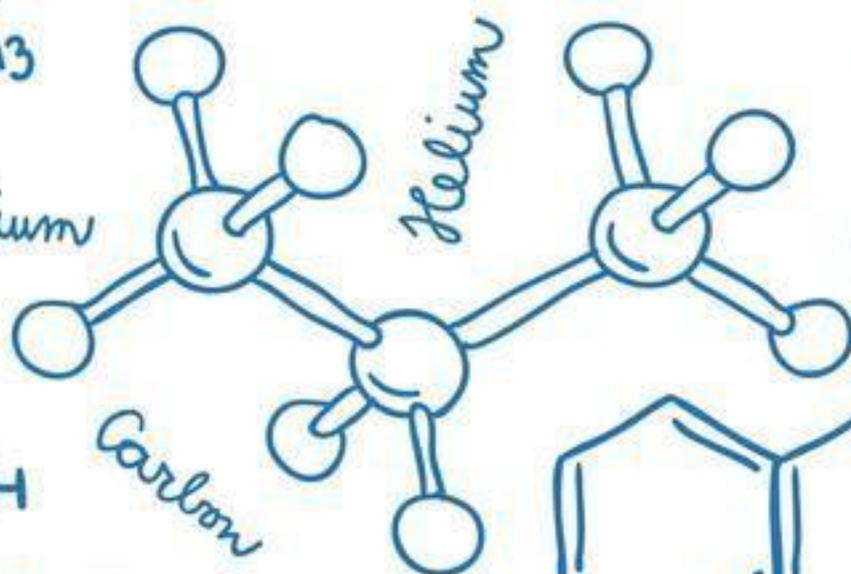
**Idruri covalenti:** formati con boro ed elementi dei gruppi del blocco p (CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HF)

**Idruri ionici:** con metalli alcalini ed alcalino-terrosi a parte il Berillio (BeH<sub>2</sub>) che e' meglio descritto come composto covalente

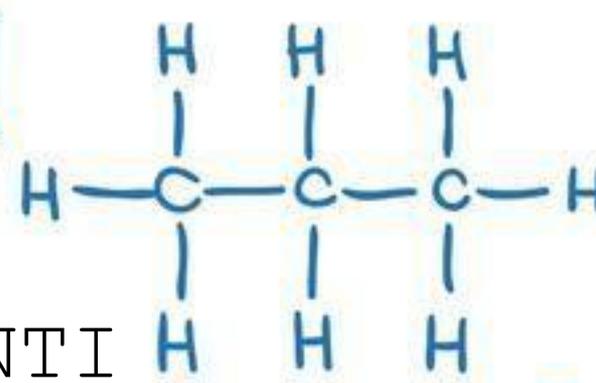
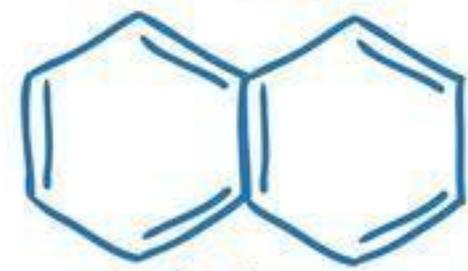
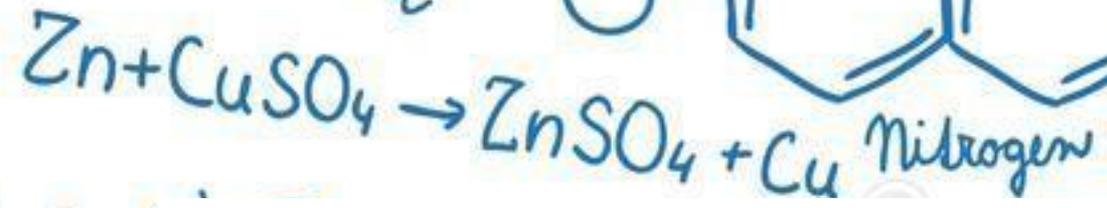
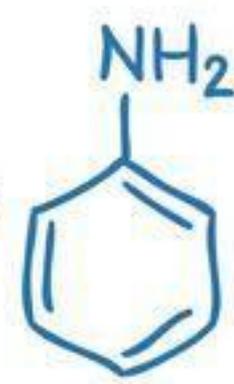
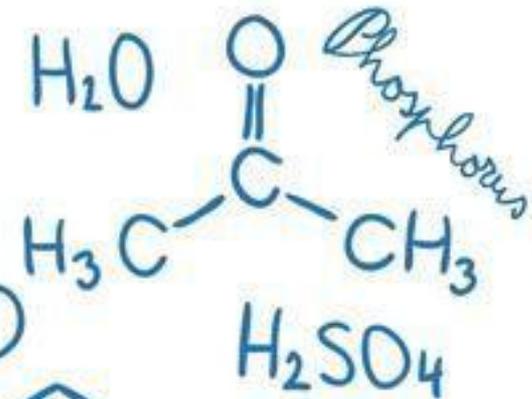
**Idruri interstiziali:** generalmente non stechiometrici con metalli di transizione , contribuisce a variare le proprieta' meccaniche rispetto ai metalli puri . Per riscaldamento rilasciano generalmente idrogeno, quindi possono essere usati come serbatoi



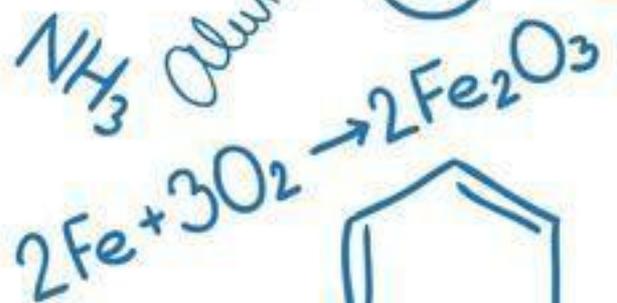
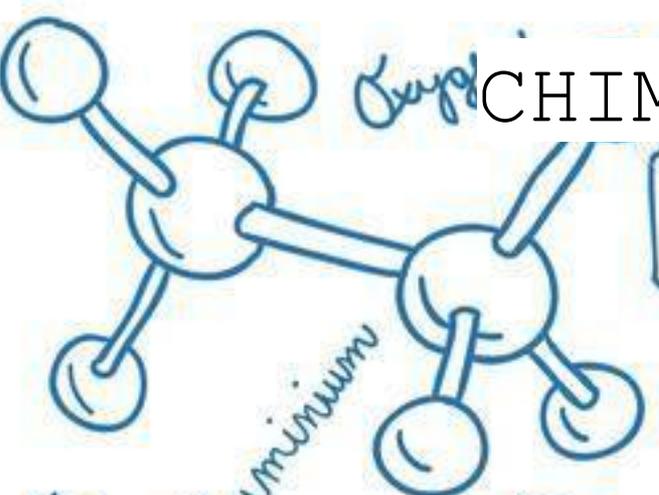
Titanium



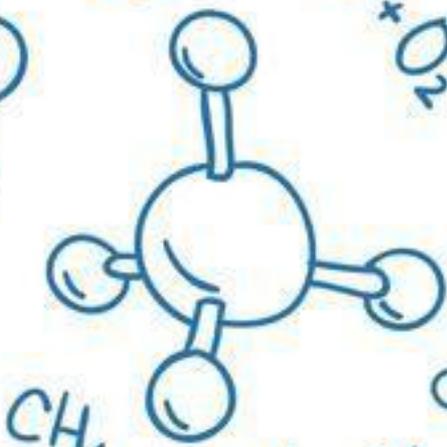
Carbon



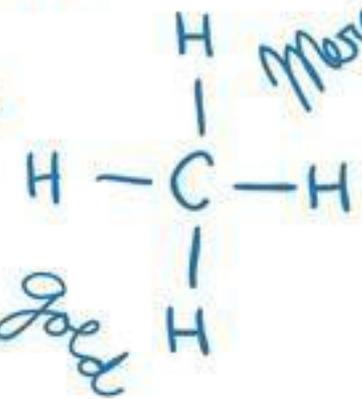
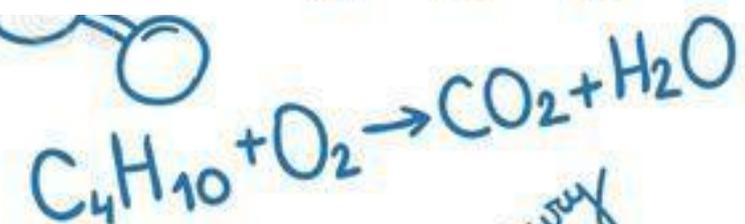
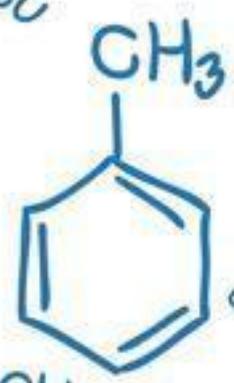
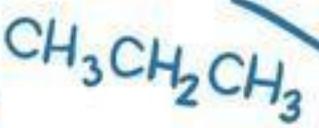
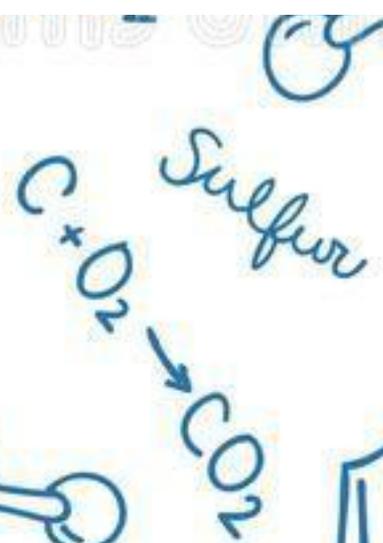
CHIMICA DEGLI ELEMENTI



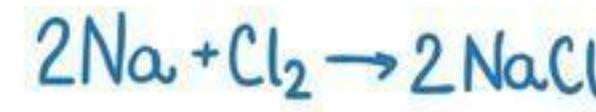
Chlorine



NaCl



Gold



# La Tavola Periodica degli Elementi

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

I A	metalli alcalini
II A	metalli alcalino-terrosi
(VI A	O, S, Se; Te, Po)
VII A	alogeni

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

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

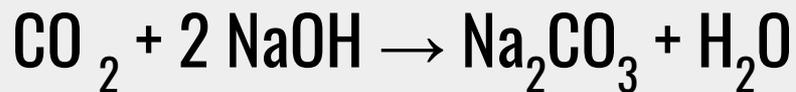
# La Tavola Periodica degli Elementi

Quasi tutti gli elementi formano ossidi. Gli ossidi sono classificati in:

- ossidi basici: reagiscono con acidi per dare sali



- ossidi acidi: reagiscono con basi per dare sali



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

▲ FIGURA 10-17

Ossidi acidi, basici ed anfoteri degli elementi dei blocchi s e p.

# La Tavola Periodica degli Elementi

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

- I **metalli danno ossidi basici**. Gli ossidi dei metalli più reattivi reagiscono con acqua per dare soluzioni basiche (basi)



- I **non metalli danno ossidi acidi**. Gli ossidi acidi solubili reagiscono con acqua per dare soluzioni acide (o acidi)



Tali ossidi sono anche noti come anidridi.

Altri ossidi acidi non solubili reagiscono allo stato fuso solo con basi o con ossidi basici.



# La Tavola Periodica degli Elementi

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



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



# Stati di Ossidazione

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

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

+1   +2   +3

# Stati di Ossidazione

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

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

- numero del gruppo - 8

tutti gli elettroni di  
valenza persi

acquisto di elettroni  
fino al gas nobile successivo

**VII A** da **+7** a **-1**

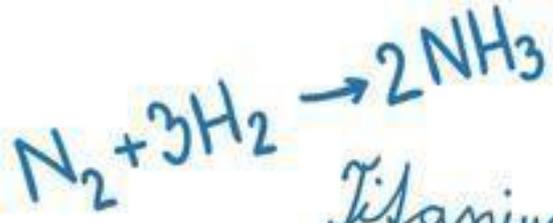
**VI A** da **+6** a **-2**

**V A** da **+5** a **-3**

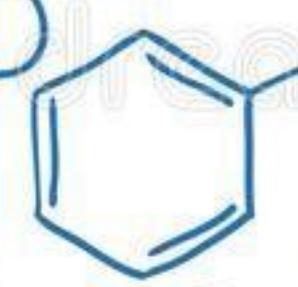
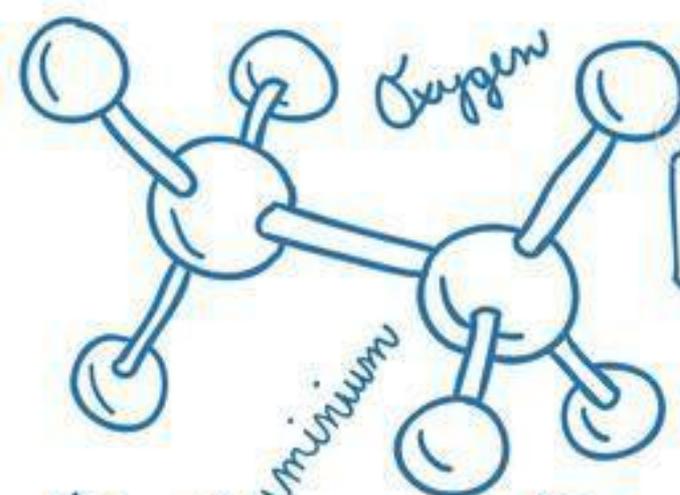
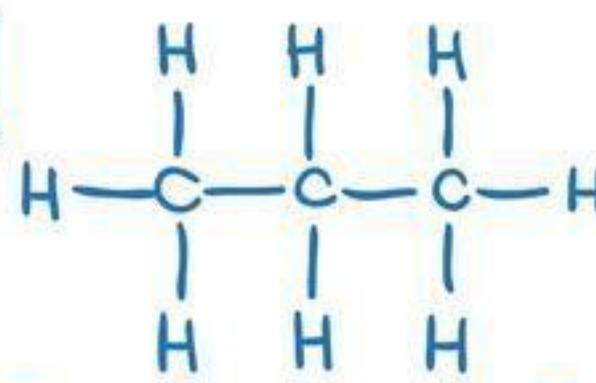
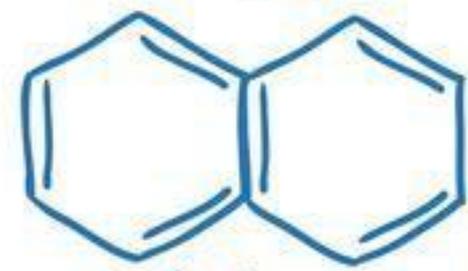
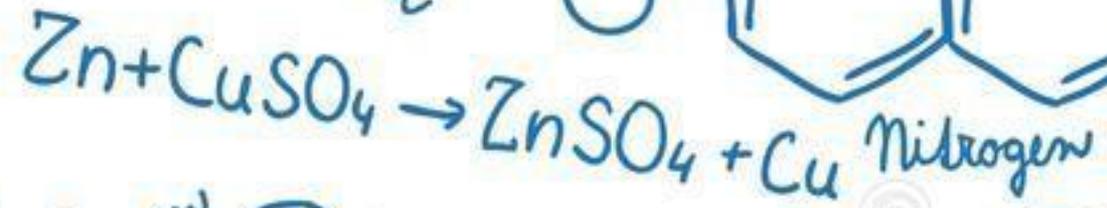
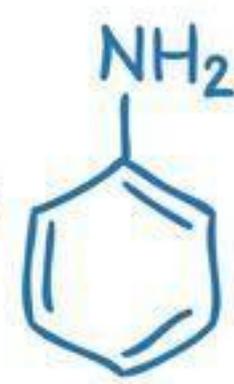
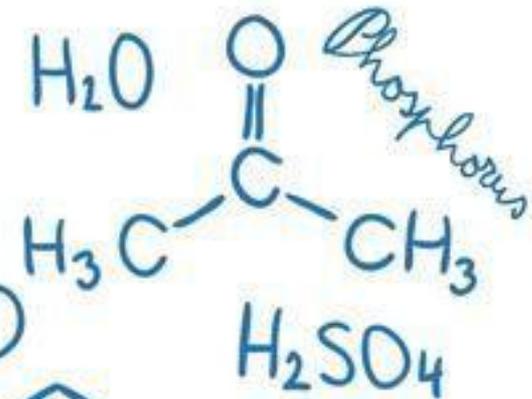
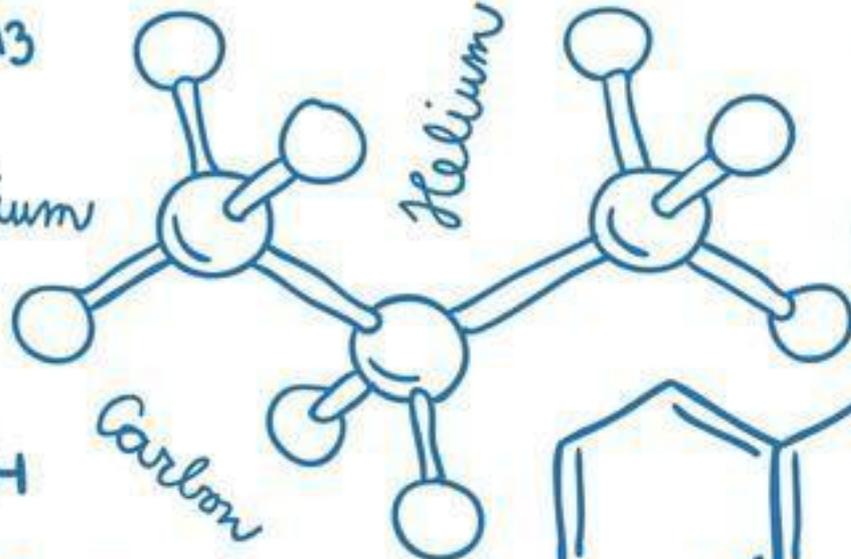
Composto o ione	Stato di ossidazione
$\text{NO}_3^-$	+5
$\text{N}_2\text{O}_4$	+4
$\text{NO}_2^-$	+3
NO	+2
$\text{N}_2\text{O}$	+1
$\text{N}_2$	0
$\text{NH}_2\text{OH}$	-1
$\text{N}_2\text{H}_4$	-2
$\text{NH}_3$	-3

Semi-reazione di ossidazione (agente riducente) ↑

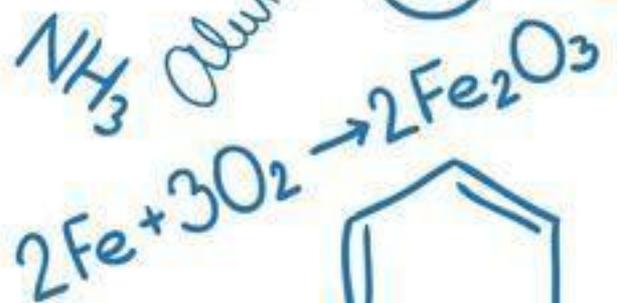
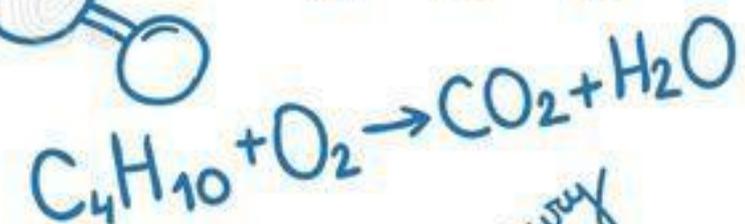
↓ Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)



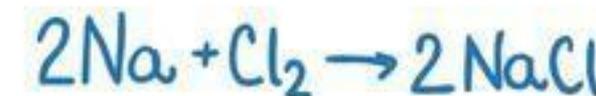
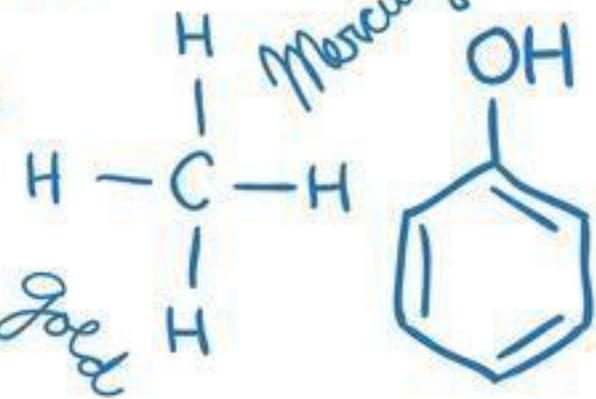
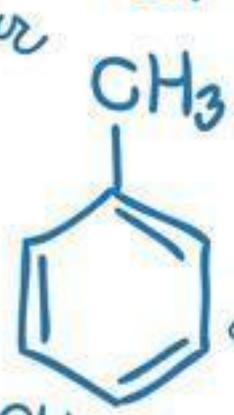
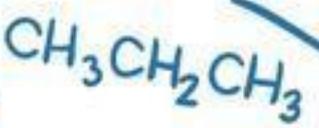
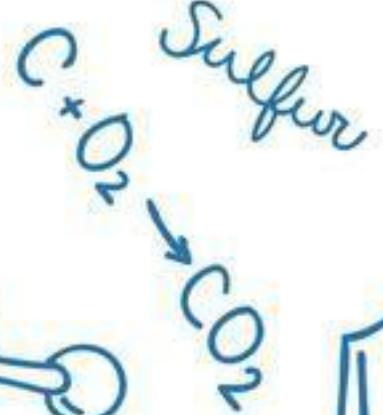
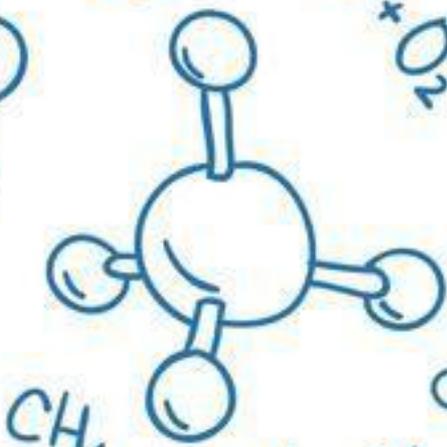
Titanium



NIA



Chlorine



# Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

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



## ▲ Taglio di sodio metallico

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

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

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

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

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

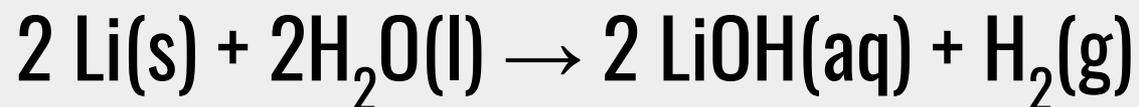
# Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

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

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

## Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

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



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

# Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

Sodio in acqua  $2\text{Na(s)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$



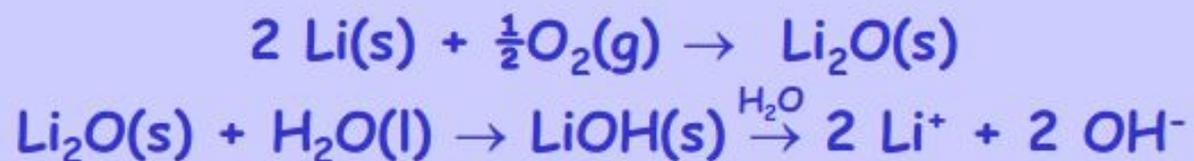
Chlorine

NaCl

$2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$

# Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

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



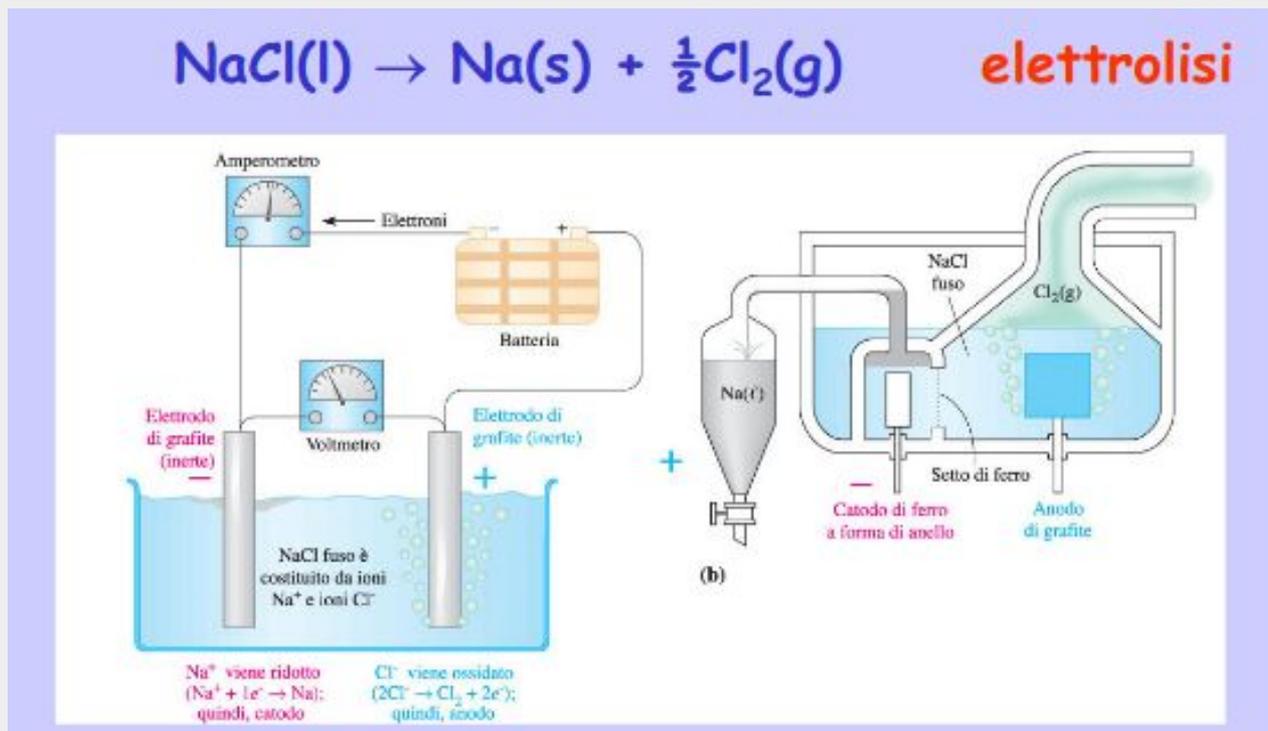
Essendo molto reattivi non si trovano mai come metalli liberi in natura ma come cationi in sali quali NaCl.



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

# Elementi gruppo IA - Metalli Alcalini

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

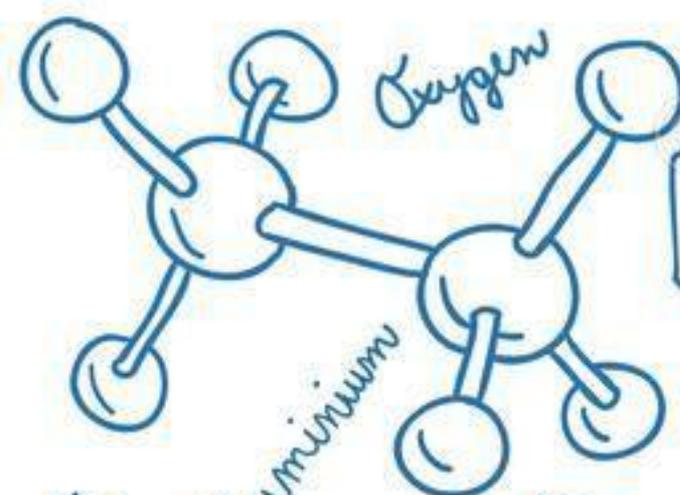
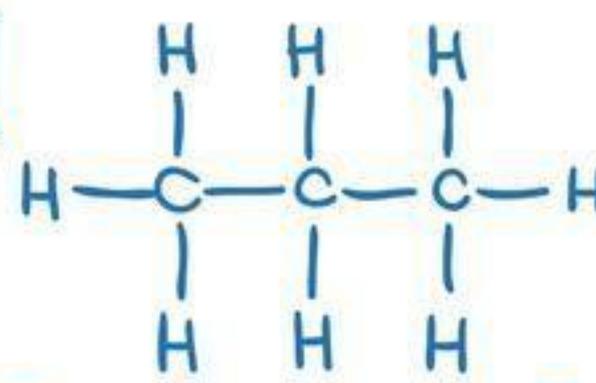
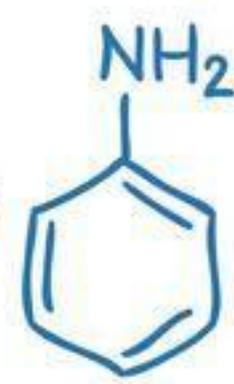
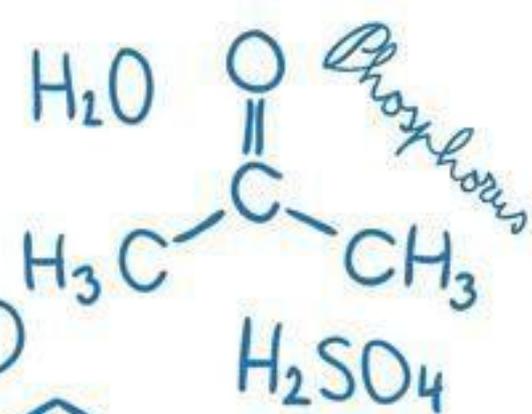
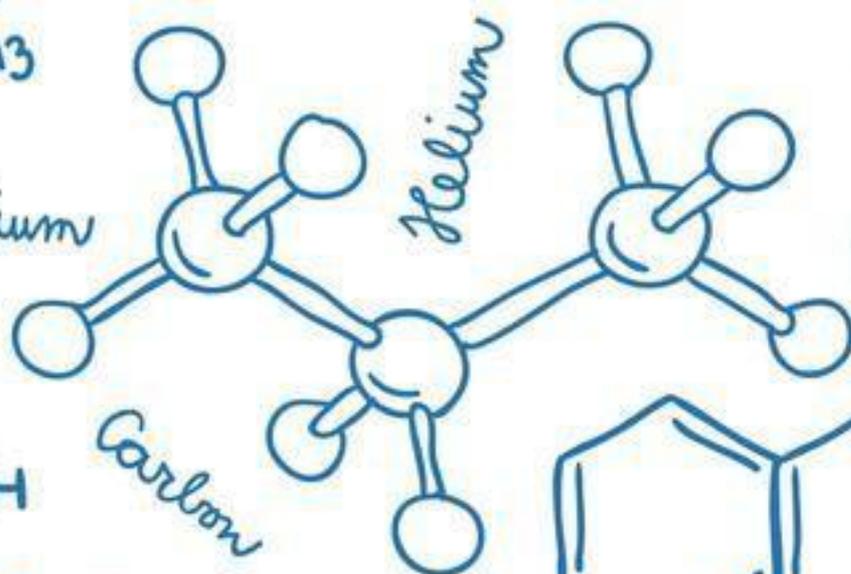
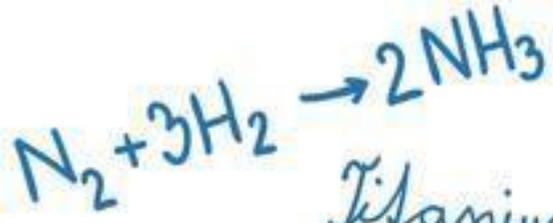


Questo perché i potenziali di riduzione dei cationi sono molto bassi (grandi e negativi)

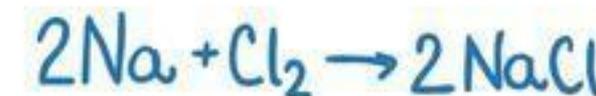
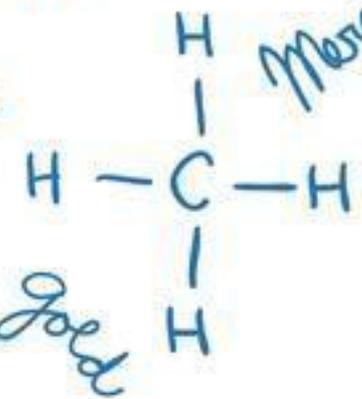
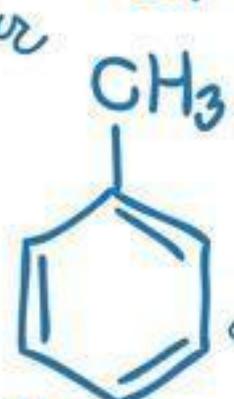
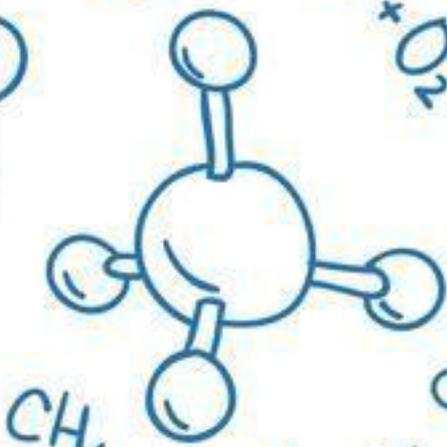
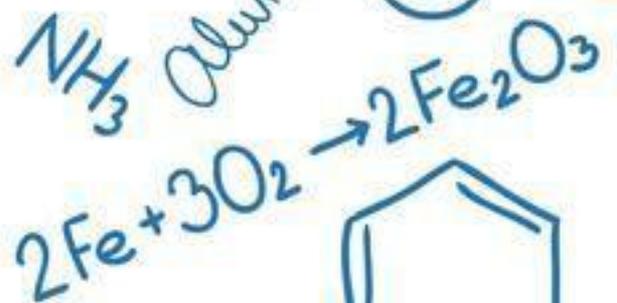
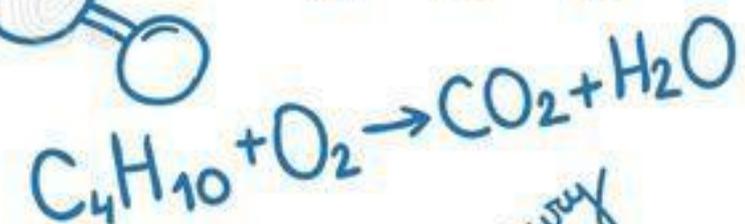


$$E^\circ_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ V}$$





MIIA



# Elementi gruppo IIA - Metalli Alcalino-Terrosi

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

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

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

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

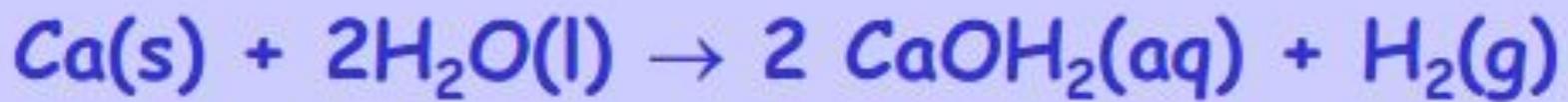
<sup>c</sup>See footnotes of Table 22.2.

## Elementi gruppo IIA - Metalli Alcalino-Terrosi

La loro configurazione elettronica di valenza è  $ns^2$ . Pertanto essi reagiscono perdendo i due elettroni e formando dicazioni quali  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ .

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

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

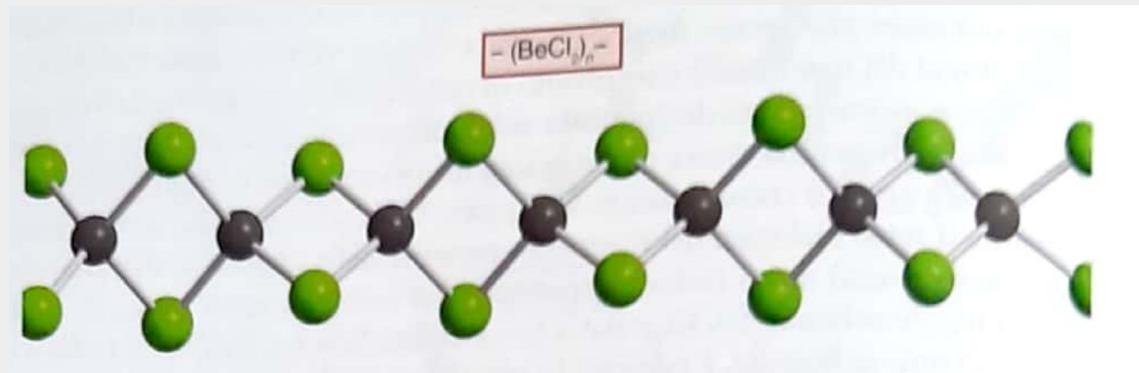


# Elementi gruppo IIA - Metalli Alcalino-Terrosi

Il berillio forma ad esempio cloruri con stato di ibridazione  $sp$  in fase gassosa (quindi molecola lineare)



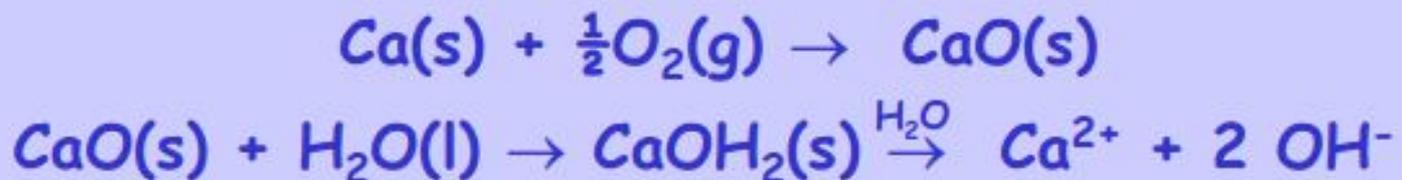
Mentre nel solido il Be assume ibridazione  $sp^3$ , e quindi configurazione tetraedrica



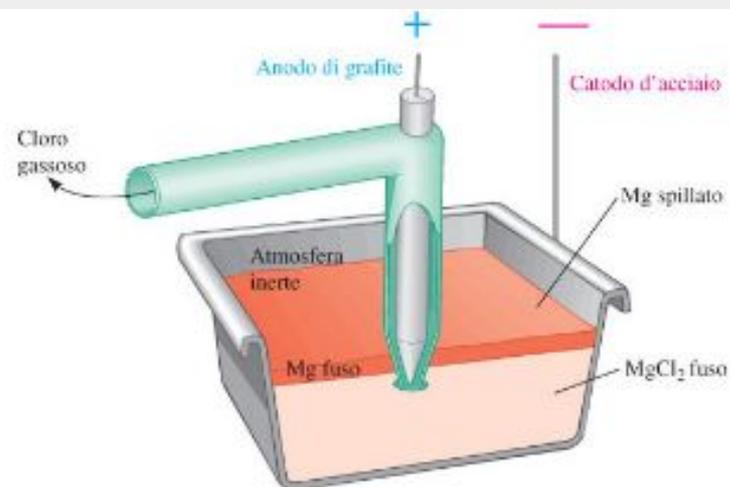
# Elementi gruppo IIA - Metalli Alcalino-Terrosi

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

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



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



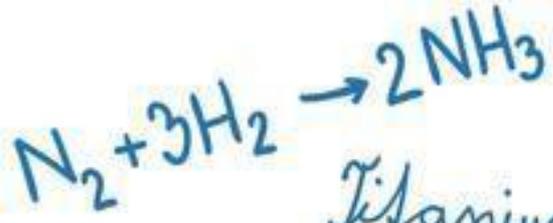
**Figura 22-6** Cella di elettrolisi di MgCl<sub>2</sub> fuso. Il magnesio metallico si forma sul catodo d'acciaio e risale verso l'alto, da dove è spillato periodicamente. Il cloro gassoso si forma attorno all'anodo di grafite ed è aspirato via.

## Elementi gruppo IIA - Metalli Alcalino-Terrosi

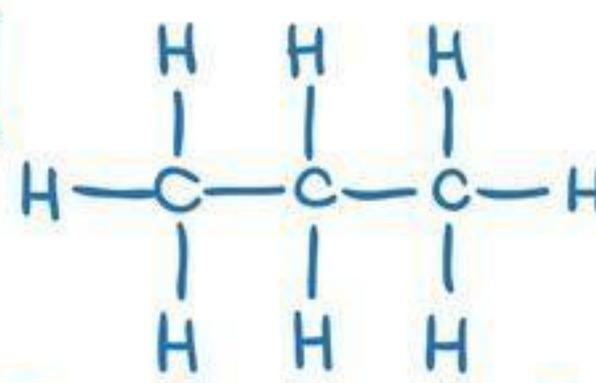
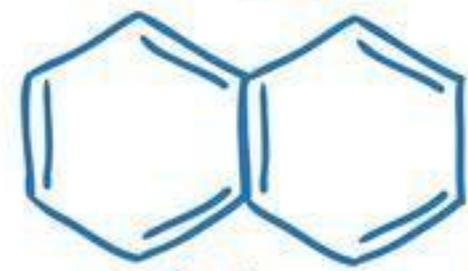
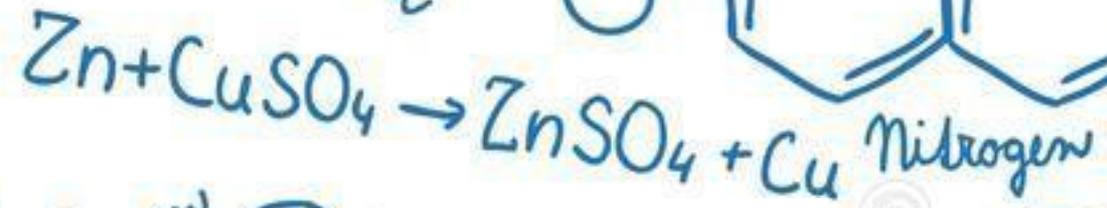
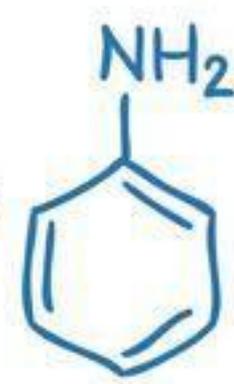
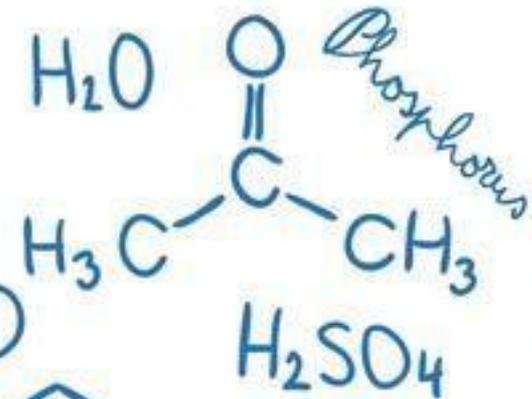
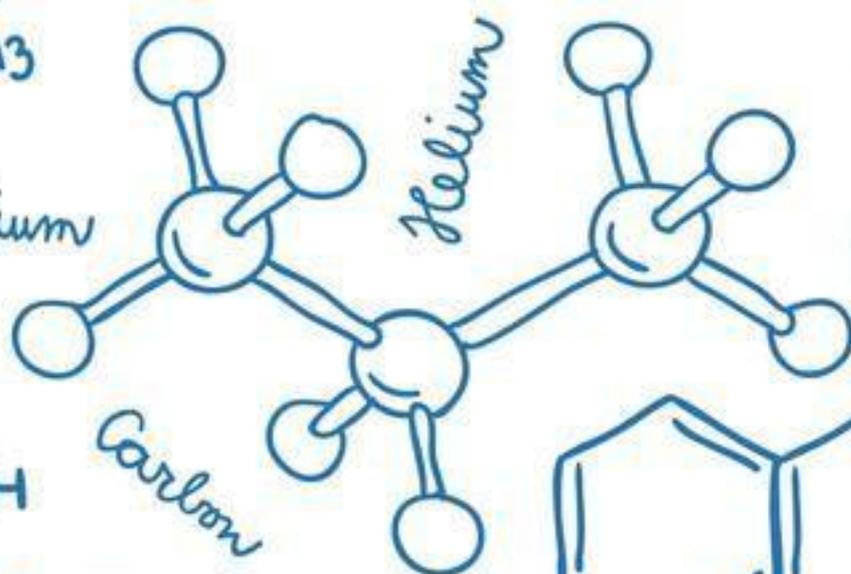
I carbonati dei metalli alcalino-terrosi, a differenza di quelli dei metalli alcalini ( $\text{Li}_2\text{CO}_3$  escluso) sono poco solubili. Tali carbonati vengono solubilizzati da acidi (anche deboli con  $\text{CO}_2$ ) in acqua:



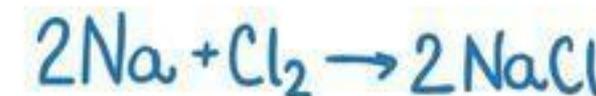
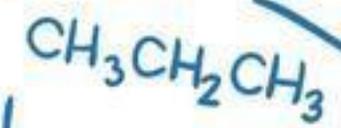
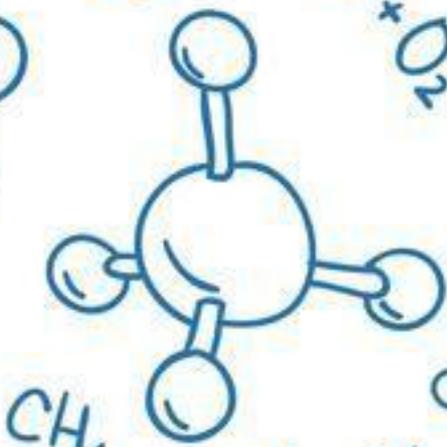
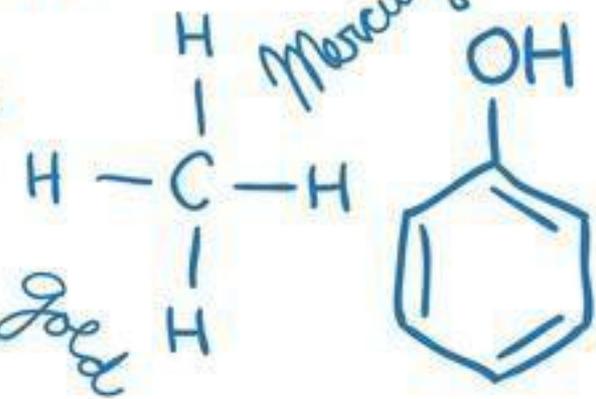
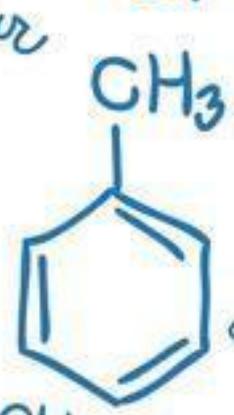
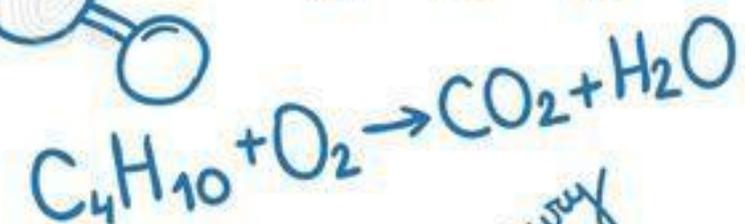
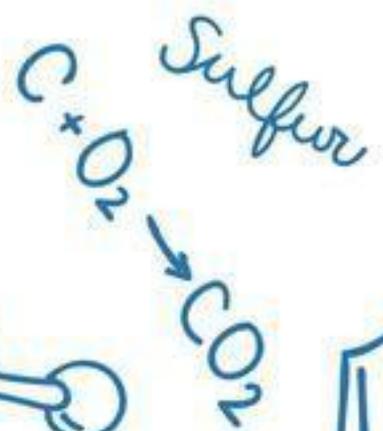
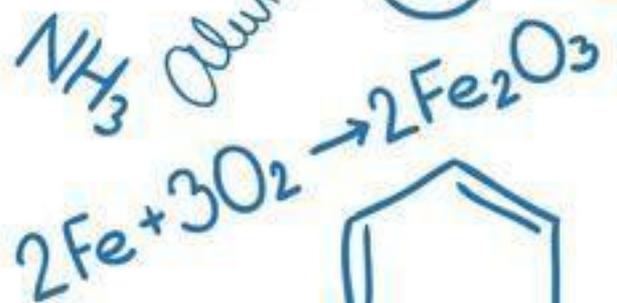
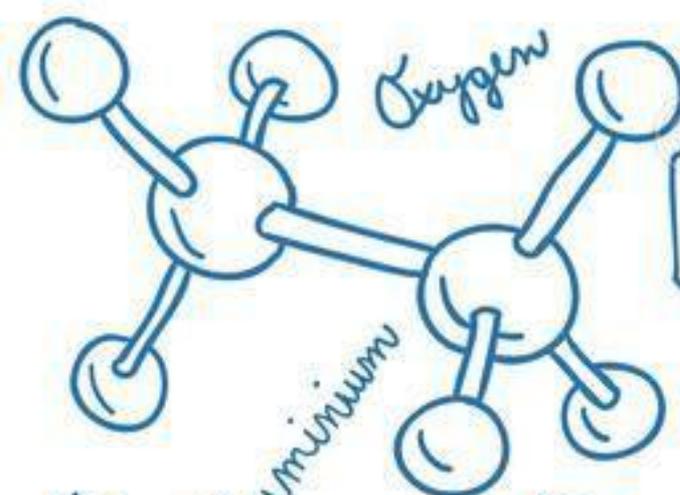
Ogni volta che si scioglie anidride carbonica in acqua “dura”, ricca di ioni  $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{Mg}^{2+}$ , si instaura l'equilibrio riportato. Se riscaldamento la solubilità del gas,  $\text{CO}_2$ , diminuisce quindi l'equilibrio si sposta verso i reagenti (verso destra) quindi precipita il carbonato formazione del calcare ( $\text{CaCO}_3$ )



Titanium



IIIA



# Elementi gruppo IIIA

Una particolarità degli elementi del gruppo IIIA è la tendenza poco spiccata all'aumento del carattere metallico scendendo lungo il gruppo.

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

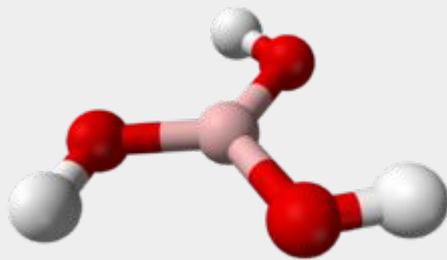
<sup>a</sup> For the reduction  $M^{3+}(\text{aq}) + 3 e^- \longrightarrow M(\text{s})$ .

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

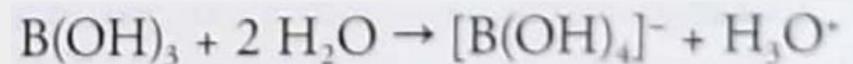
# Elementi gruppo IIIA

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

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



Piu' che un donatore di protoni  
si comporta da accettore di ioni  
idrossido, in acqua forma



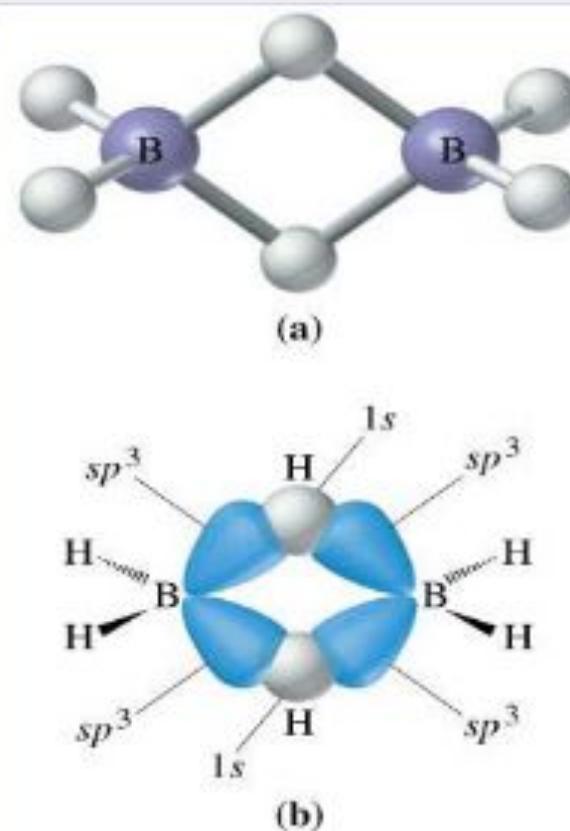
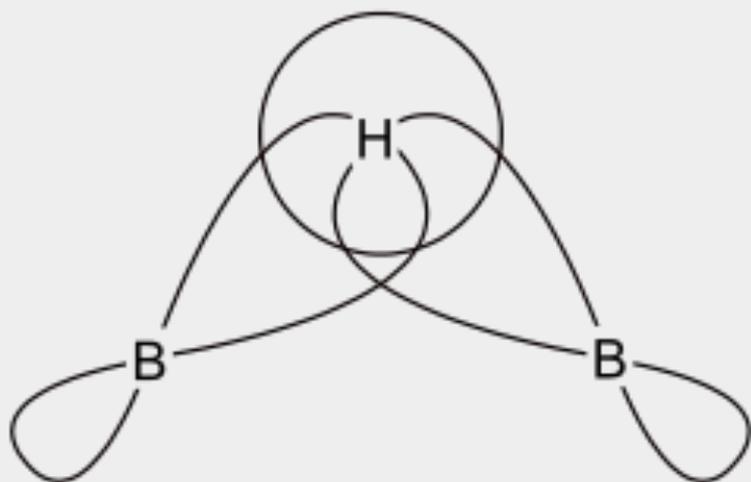
L'**ossido del boro**,  **$B_2O_3$** , è un ossido acido e **aggiunto al vetro** gli conferisce resistenza alle alte temperature (**Pyrex** -> materiale robusto, noto per le sue qualità di resistenza agli sbalzi termici e per il suo basso coefficiente di dilatazione).

70 % fino a 80 % Silice ( $SiO_2$ ) 7 % fino a 13 % Anidride borica ( $B_2O_3$ ). 4 % fino a 8 % Metalli alcalini ossido (Ossido di sodio  $Na_2O$ ; Ossido di potassio  $K_2O$ ) 2 % fino a 7 % Ossido di alluminio ( $Al_2O_3$ ) 0 % fino a 5 % Metalli alcalino terrosi ossidi ( $CaO$ ,  $MgO$ , ...)

# Elementi gruppo IIIA

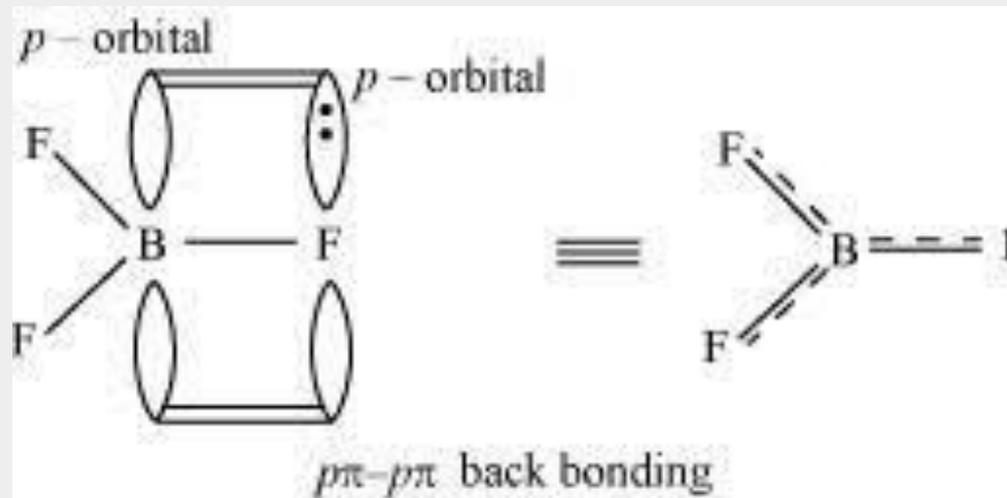
I composti del boro con idrogeno, i borani, esistono come multipli dell'unità  $\text{BH}_3$ . La molecola di borano  $\text{BH}_3$  non esiste come composto stabile. Il più semplice idruro di boro isolato è il diborano  $\text{B}_2\text{H}_6$  (diborano esplosivo a contatto con l'aria)

**Il legame a tre centri e due elettroni, o legame 3c-2e**, è un legame chimico dove tre atomi sono legati unicamente da un orbitale molecolare delocalizzato su questi tre atomi, contenente due elettroni



# Elementi gruppo IIIA

I triallogenuri del boro  $BX_3$  hanno legami B-X con parziale contributo di doppio legame a causa dell'interazione con l'orbitale p vuoto del boro



Sempre grazie all'orbitale p vuoto del Boro si comportano da **acidi di Lewis** con acidita' crescente andando da F a I (diminuisce infatti l'entita' dell'interazione riportata in figura)

## Elementi gruppo IIIA

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

Tutti gli elementi hanno configurazione elettronica  $ns^2np^1$  **Il boro condivide tali elettroni di valenza formando legami covalenti e dando lo stato di ossidazione +3.**

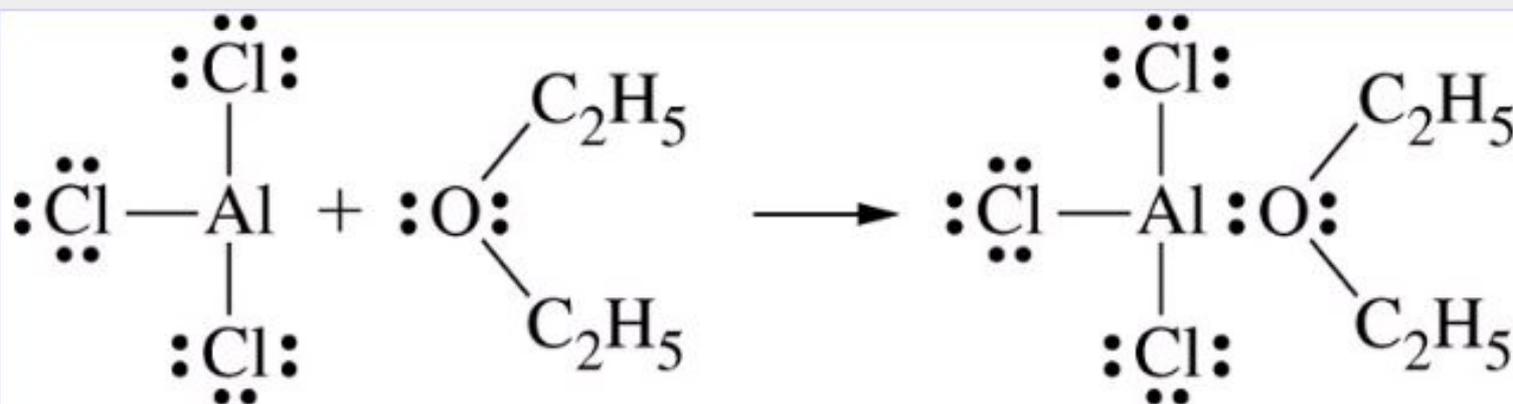
**Gli altri elementi perdono i tre elettroni dando tricationi quali  $Al^{3+}$ ,  $Ga^{3+}$ ,  $In^{3+}$ ,  $Tl^{3+}$ . L'alluminio può anche formare legami covalenti polari.**

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

## Elementi gruppo IIIA

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

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

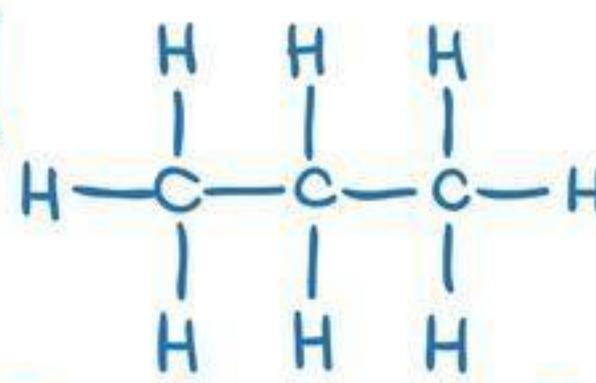
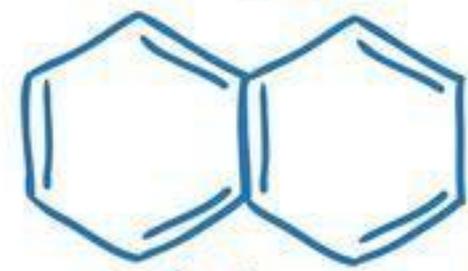
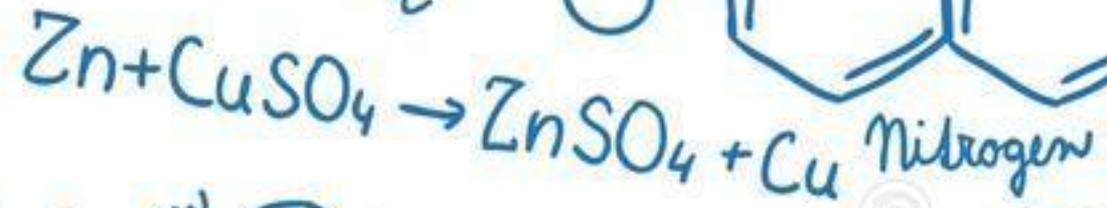
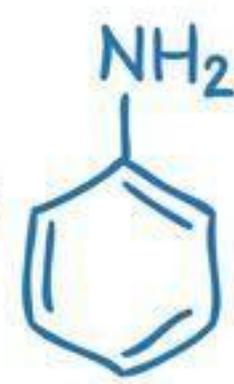
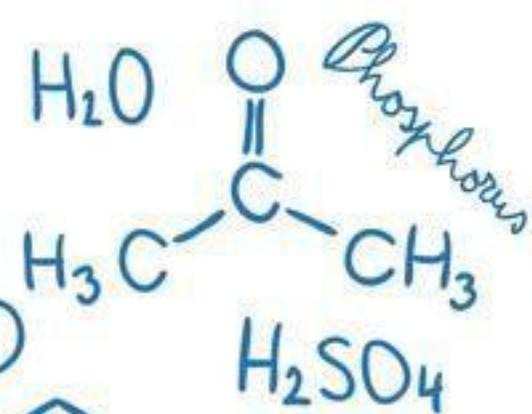
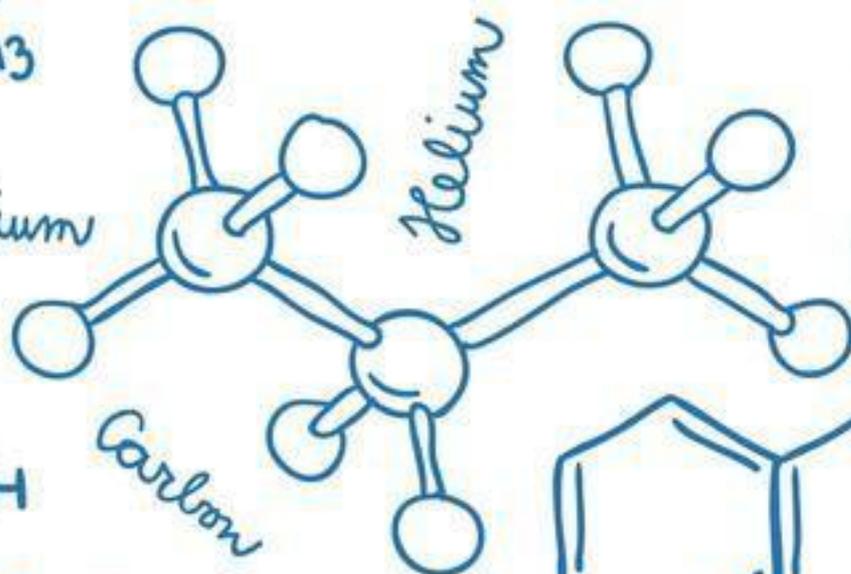
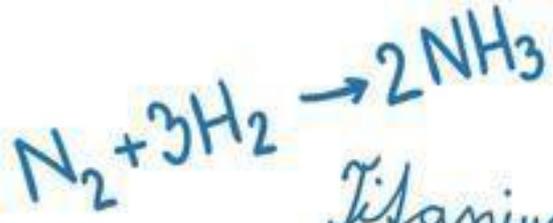


## Elementi gruppo IIIA

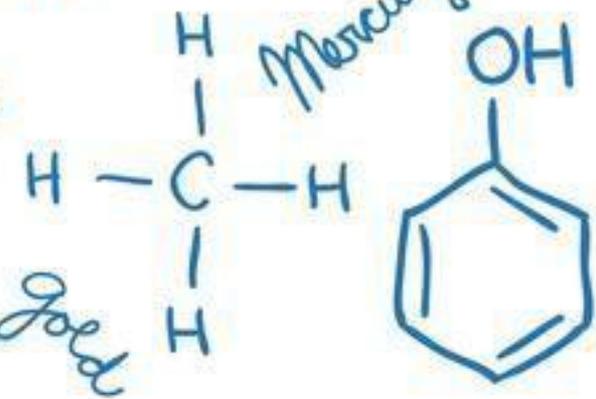
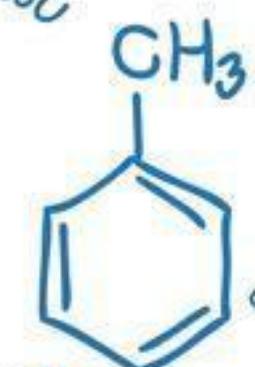
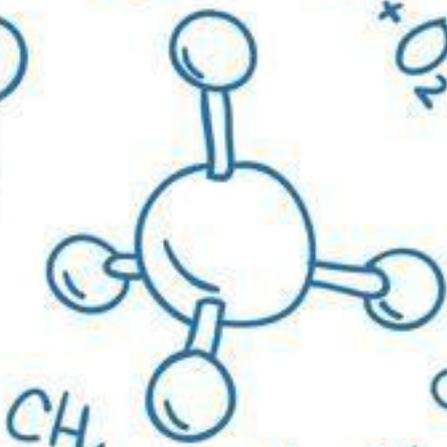
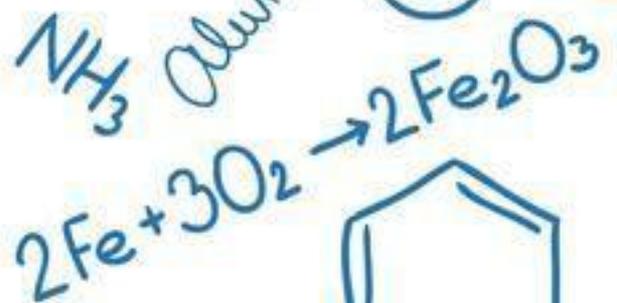
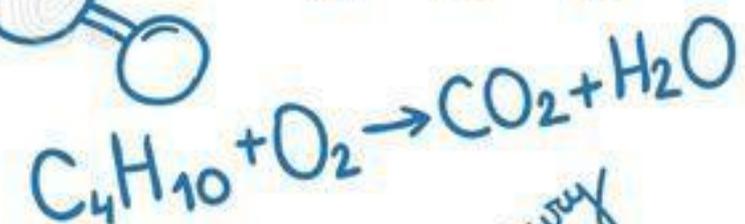
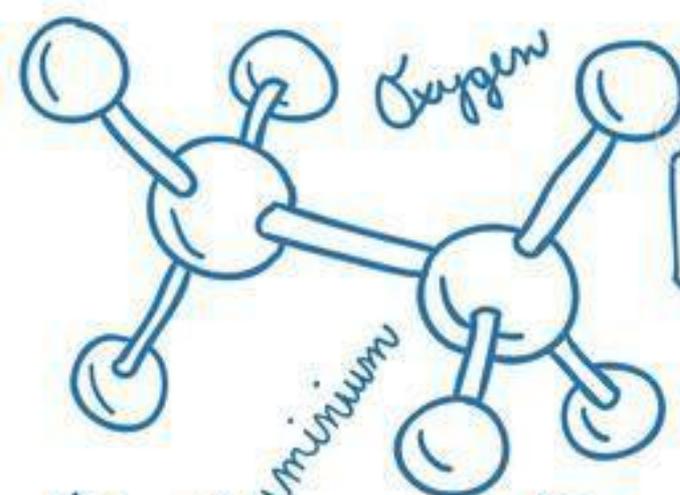
$\text{Al}_2\text{O}_3$ , e' un composto termodinamicamente molto stabile, questi spiega la tendenza spinta dell'alluminio alla passivazione

1. strato protettivo di ossido sulla superficie che lo protegge da ulteriori attacchi



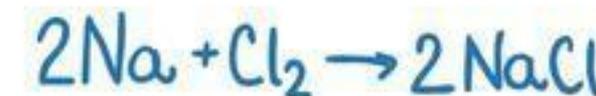
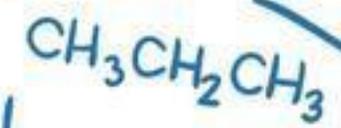


MIVA



Chlorine

NaCl



# Elementi gruppo IVA

Anche gli elementi del gruppo IV mostrano una tendenza ad un maggior carattere metallico scendendo lungo il gruppo dal C al Pb. Il primo elemento del gruppo, il **carbonio**, è un non-metallo, i successivi due (silicio e germanio) sono metalloidi, mentre gli ultimi due, stagno e piombo, sono metalli.

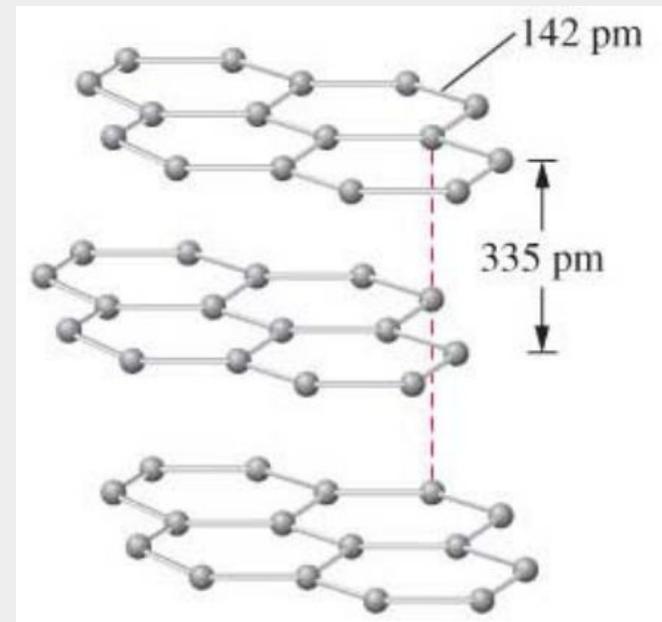
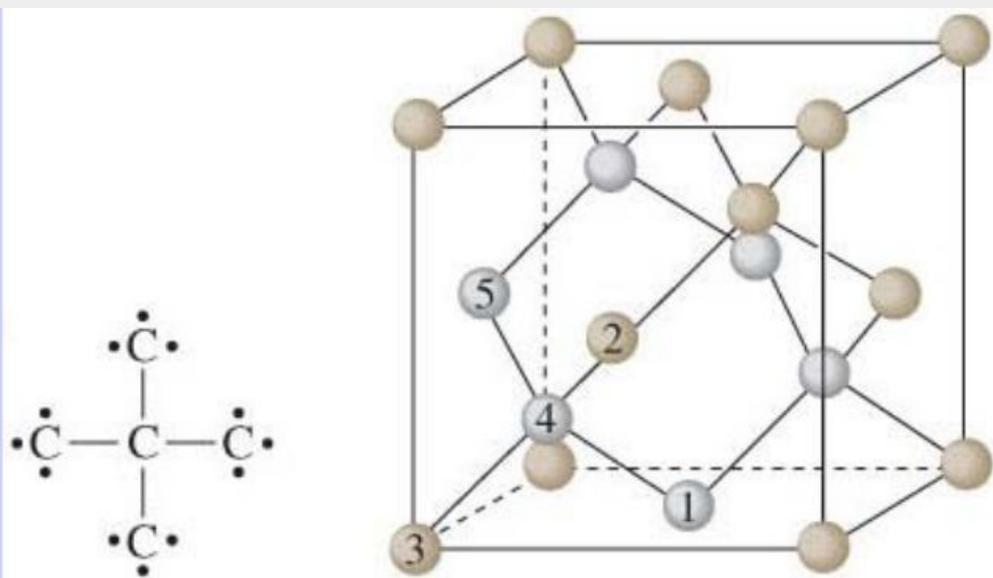
**Hanno una configurazione elettronica di valenza  $ns^2 np^2$**

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

# Elementi gruppo IVA

Il carbonio e il silicio formano molti composti covalenti a geometria tetraedrica impiegando orbitali ibridi  $sp^3$ . **Il carbonio forma anche molti altri composti impiegando orbitali ibridi  $sp^2$  e  $sp$ , che il silicio non forma. (complessità biologica)**

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



# Elementi gruppo IVA

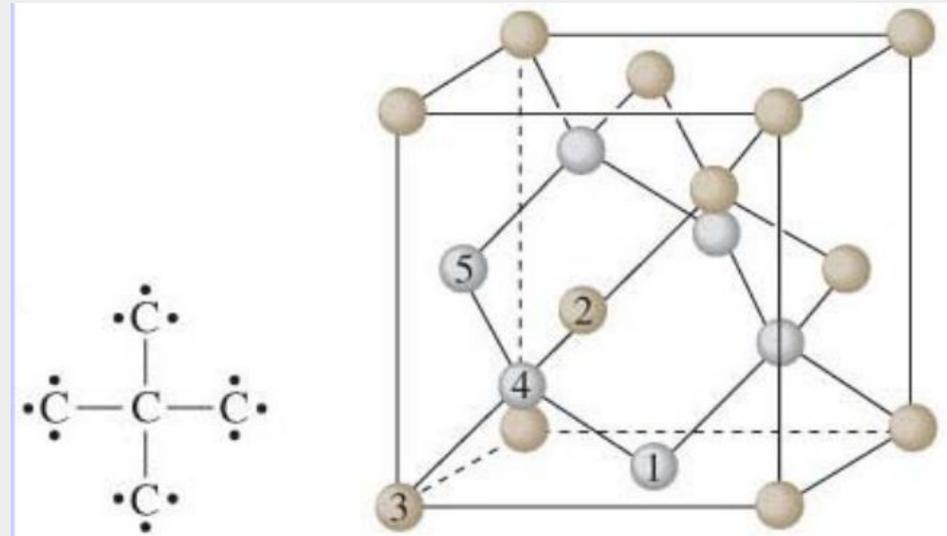
In un diamante, gli atomi di carbonio sono disposti tetraedricamente. Ogni atomo di carbonio è attaccato ad altri quattro atomi di carbonio con un angolo di legame C-C-C di 109,5 gradi.

È una struttura tridimensionale forte e rigida che si traduce in una rete infinita di atomi. Ciò spiega la durezza del diamante, la straordinaria resistenza e durata e conferisce al diamante una densità maggiore rispetto alla grafite.

Il diamante mostra anche una grande resistenza alla compressione.

Il diamante graffierà tutti gli altri materiali ed è il materiale più duro conosciuto (indicato come 10 sulla scala di Mohs).

È un isolante e la sua resistenza elettrica, trasmissività ottica e inerzia chimica sono corrispondentemente notevoli.



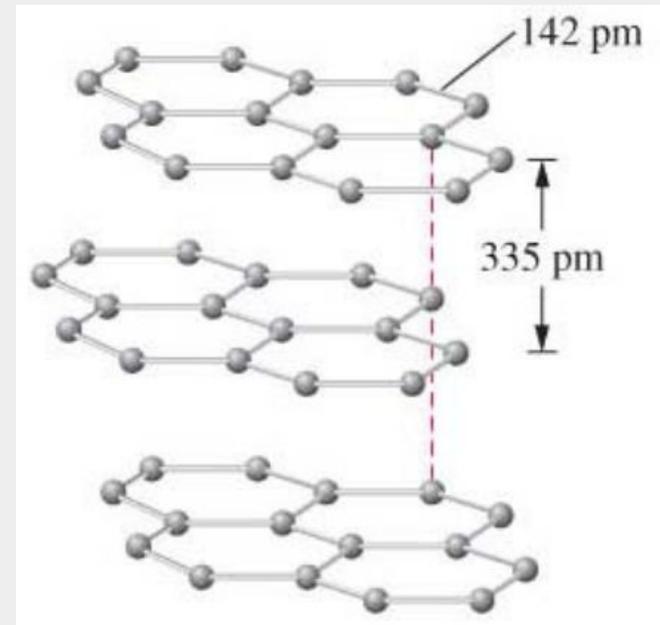
# Elementi gruppo IVA

Gli atomi di carbonio nella grafite sono stratificati. Questi atomi hanno due tipi di interazioni tra loro. Nel primo, ogni atomo di carbonio è legato ad altri tre atomi di carbonio e disposto agli angoli di una rete di esagoni regolari con un angolo di legame C-C-C di 120 gradi. Queste disposizioni planari si estendono in due dimensioni per formare una matrice orizzontale esagonale.

Questi piani sono tenuti insieme da forze più deboli note come interazioni di stacking. La distanza tra due strati è maggiore della distanza tra gli atomi di carbonio all'interno di ogni strato.

Questa struttura tridimensionale determina le proprietà fisiche della grafite. A differenza del diamante, la grafite può essere utilizzata come lubrificante o nelle matite perché gli strati si staccano facilmente.

È morbida e scivolosa e la sua durezza è inferiore a uno sulla scala di Mohs. La grafite ha anche una densità inferiore rispetto al diamante. La struttura planare della grafite consente agli elettroni di muoversi facilmente all'interno dei piani. Ciò consente alla grafite di condurre elettricità e calore, nonché di assorbire la luce e, a differenza del diamante, di apparire di colore nero.

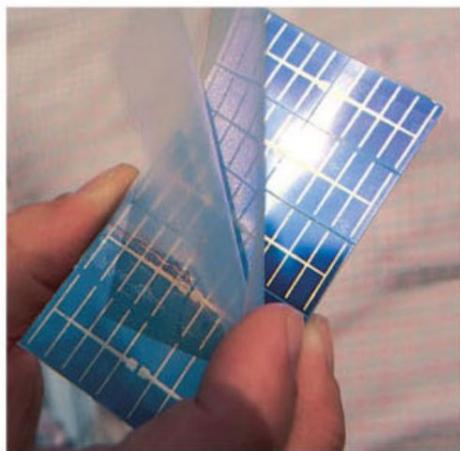


# Elementi gruppo IVA

Il silicio (e il germanio) allo stato elementare ha la stessa struttura del diamante con gli atomi di silicio ibridizzati  $sp^3$  ed è un solido grigio semiconduttore. E' il secondo elemento per abbondanza nella crosta terrestre

Il silicio elementare non **si trova in natura**, appare in genere come **ossido** (ametista, agata, quarzo, rocce cristalline, selce, diaspro, opale) e silicati (granito, amianto, feldspato, argilla, orneblenda, mica e altri).

Il silicio è il componente principale di vetro, cemento, ceramica e silicone (silicone polimeri inorganici  $R_2Si=O$  dove R sono gruppi funzionali organici).



# Elementi gruppo IVA

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

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

## Elementi gruppo IVA

Una delle principali proprietà del **carbonio** è la sua straordinaria capacità di formare legami covalenti forti con altri atomi di carbonio per formare una gran varietà di catene ed anelli: esso dà così luogo insieme a pochi altri elementi (H,O,N,...) a milioni di composti noti come composti organici. (fondamento della complessità biologica) il **22% in peso dei mammiferi e' dato dal C (ciclo del carbonio e fotosintesi clorofilliana)**

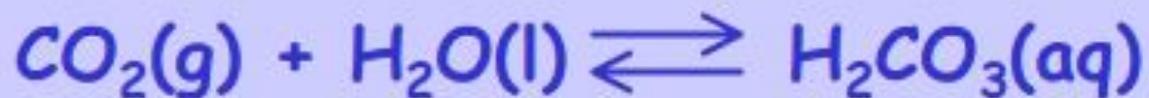
**Carbonio, silicio e germanio** condividono i loro elettroni di valenza  $ns^2 np^2$  formando quattro legami covalenti, talvolta due con una coppia solitaria.

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

## Elementi gruppo IVA

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

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



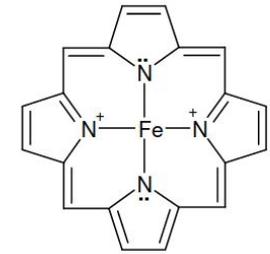
Il carbonio presenta anche un ossido in cui assume numero di ossidazione pari a +2, il **monossido di carbonio, CO**.

Questo non ha carattere acido ed è meno stabile del biossido di carbonio. **È un gas velenoso, poiché tende a legarsi con il ferro dell'emoglobina spostando le molecole di ossigeno.**

# Elementi gruppo IVA

L'emoglobina svolge il ruolo fondamentale di trasporto dell'  $O_2$ , è una proteina globulare formata da quattro subunità. Ognuna delle 4 catene polipeptidiche è legata covalentemente al gruppo eme.

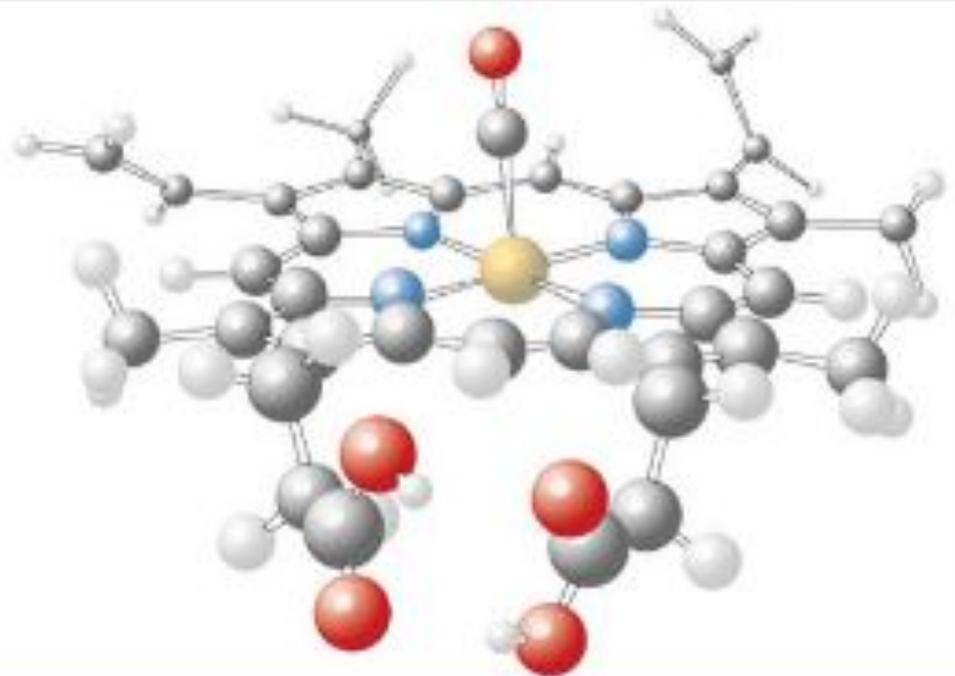
Eme: molecola di protoporfirina coordinata ad uno ione  $Fe^{2+}$ . Proprio il Ferro lega la molecola di ossigeno in modo reversibile (**ferro ionico meno reattivo di Fe metalli con ossigeno molecolare**)



gruppo eme

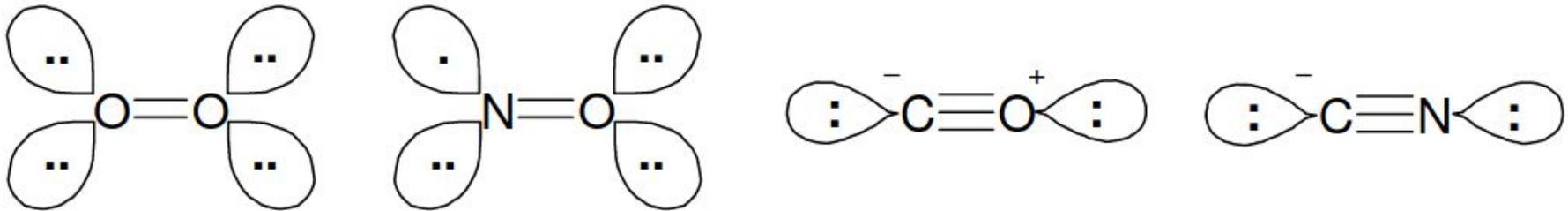
## CO legato all'emoglobina

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



# Elementi gruppo IVA

Oltre al suo compito fondamentale di trasportare l'ossigeno  $O_2$  attraverso il sangue, l'emoglobina può legare e trasportare anche altre molecole come l'ossido nitrico NO, il monossido di carbonio CO e il cianuro  $CN^-$ .

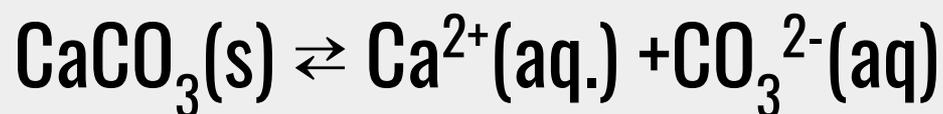


L'ossido nitrico NO (molecola radicalica) è attivo sulle pareti dei vasi sanguigni e ne causa il rilassamento. Questo fatto ha come conseguenza una riduzione della pressione del sangue; **in pratica l'emoglobina contribuisce alla regolazione della pressione sanguigna distribuendo ossido nitrico nei vasi.**

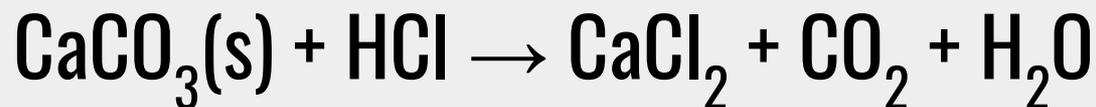
Il monossido di carbonio CO e il cianuro  $CN^-$  sono invece molecole molto tossiche perchè si legano al ferro dell'eme in modo quasi irreversibile impedendo così il normale legame di  $O_2$  con il ferro e quindi il suo trasporto ai tessuti. CO e  $CN^-$  provocano quindi la morte per soffocamento. Il sangue di una persona avvelenata con monossido di carbonio ha un caratteristico colore rosso chiaro che permette di diagnosticare facilmente la causa della morte

## Elementi gruppo IVA

**Il carbonato di calcio** ( $\text{CaCO}_3$ ) è un solido bianco poco solubile in acqua (calcare, marmo). In soluzione acquosa si dissocia (poco solubile):



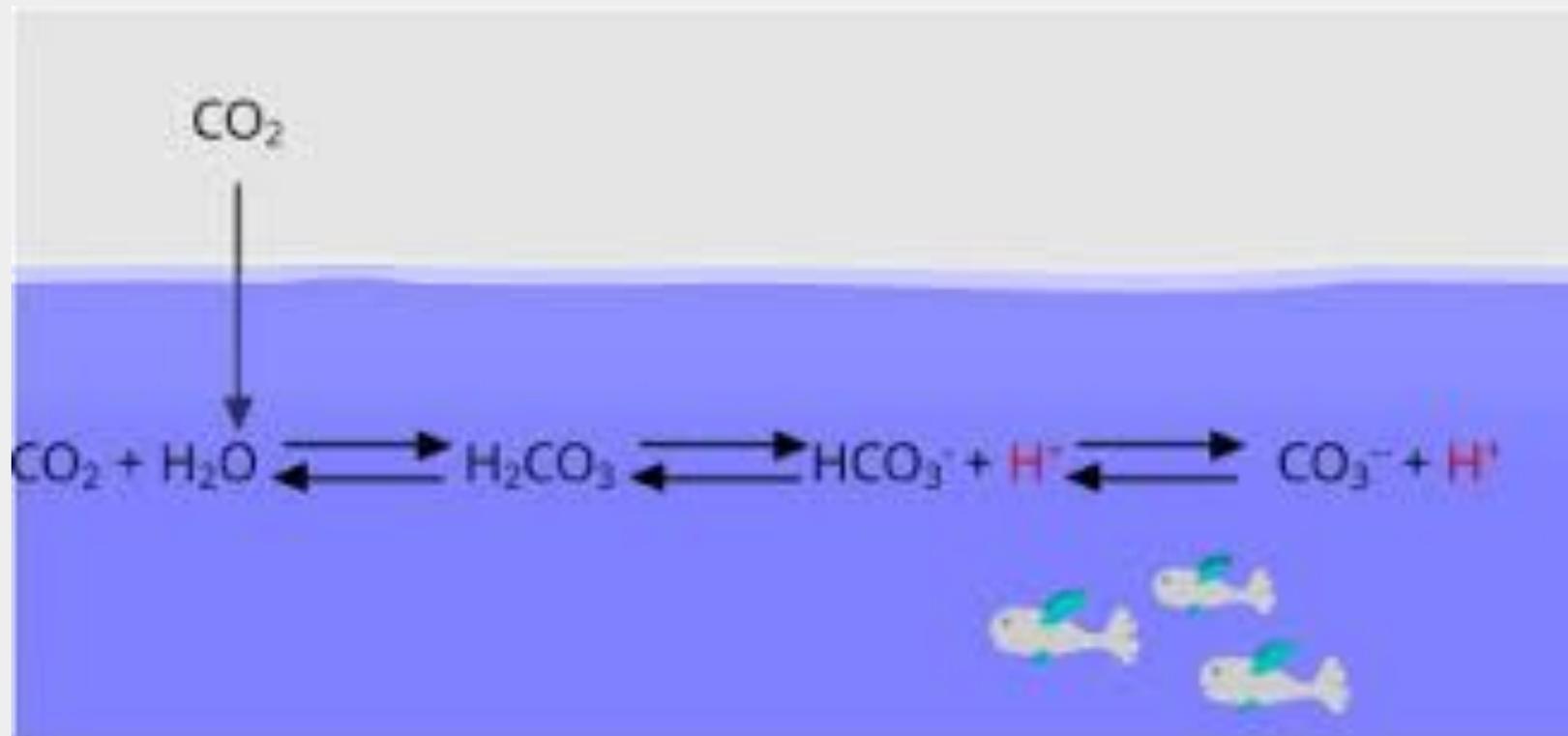
gli acidi decompongono facilmente il carbonato di calcio, la reazione con gli acidi sviluppa l'acido carbonico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) che si decompone subito in anidride carbonica



lo sviluppo di effervescenza, quindi gas, è una caratteristica che viene usata in saggi analitici (analisi calcimetrica) per individuare la presenza del carbonato di calcio

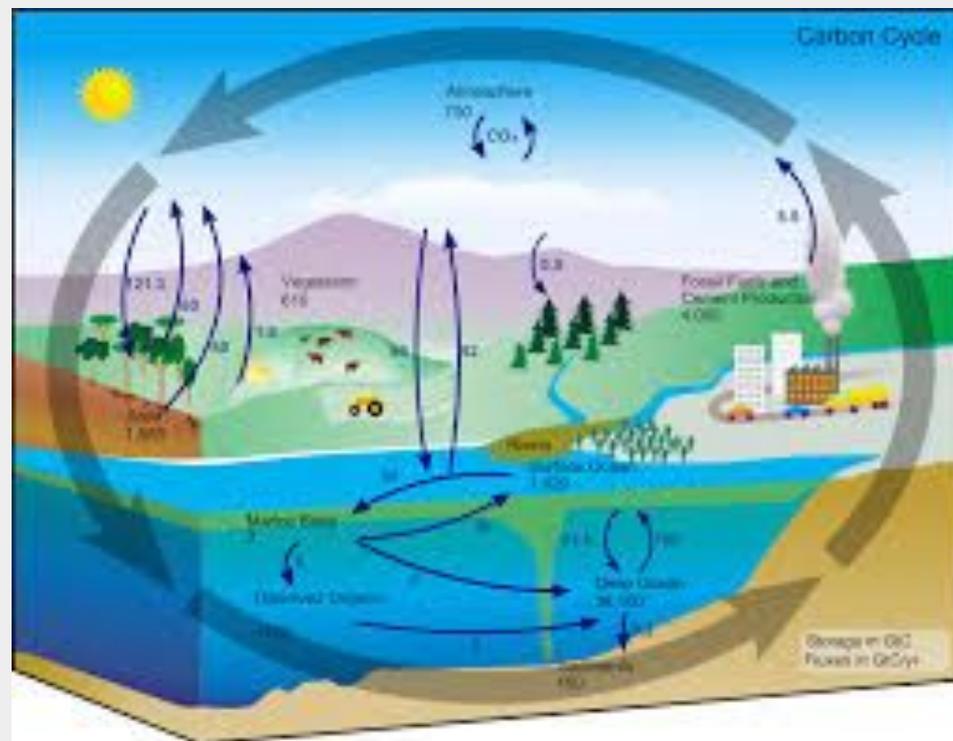
## Elementi gruppo IVA

Acido diprotico , solo circa lo 0.5% di anidride carbonica disciolta in acqua si converte in acido carbonico . I carbonati o gli idrogenocarbonati ovviamente reagiscono con acidi comportandosi da basi e dando luogo alla formazione di anidride carbonica



# Elementi gruppo IVA

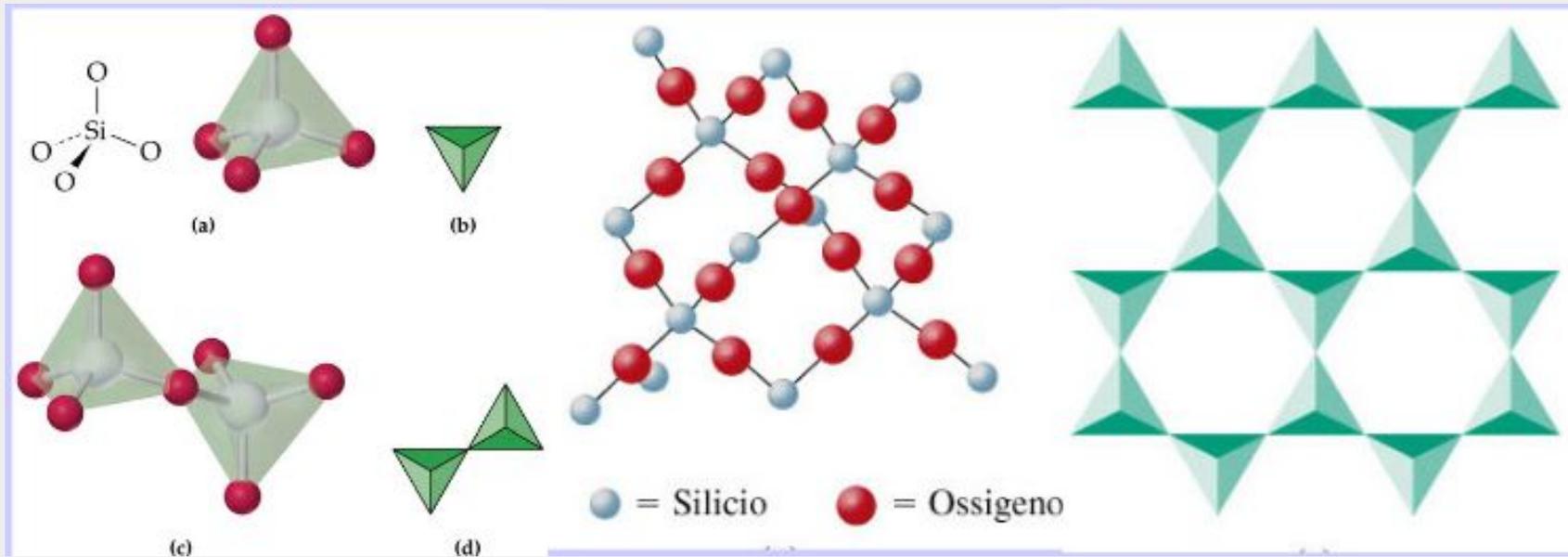
Mediante la fotosintesi clorofilliana i vegetali trasformano l'energia solare e l'anidride carbonica in composto che poi sono usati dagli animali (organismi eterotrofi) per il consolidamento del proprio tessuto e metabolismo. Il metabolismo produce anidride carbonica che rientra nel ciclo.



# Elementi gruppo IVA

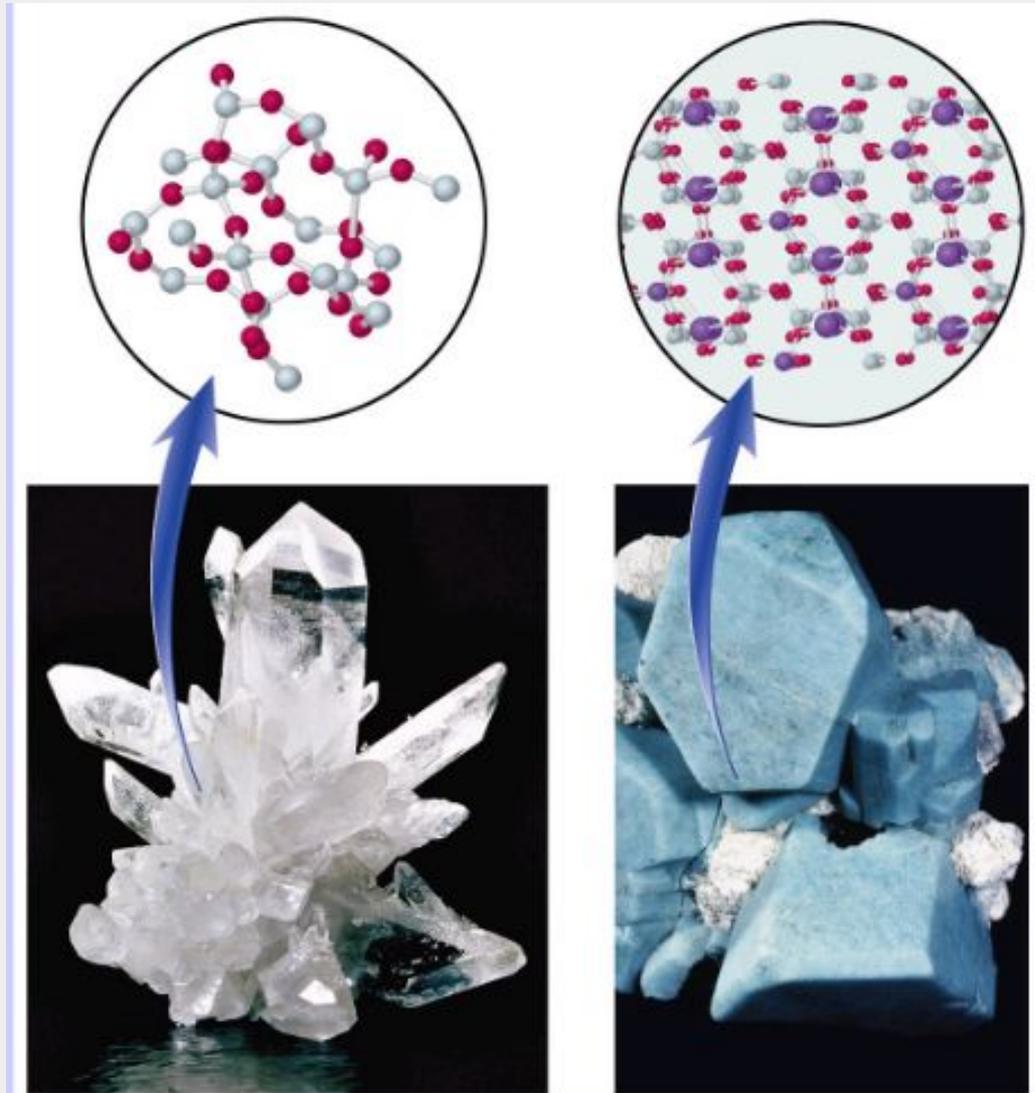
Il biossido di silicio  $\text{SiO}_2$  (silice) è uno dei costituenti principali della crosta terrestre. È un ossido acido, ma reagisce direttamente solo con ossidi basici o carbonati per dare silicati.

Esiste un enorme quantità di **silicati minerali** tutti basati sull'unità tetraedrica. I silicati più semplici contengono lo ione  $\text{SiO}_4^{4-}$ , ma altri più complessi sono costituiti da più tetraedri di  $\text{SiO}_4$  fusi tramite un ossigeno (o più) in comune



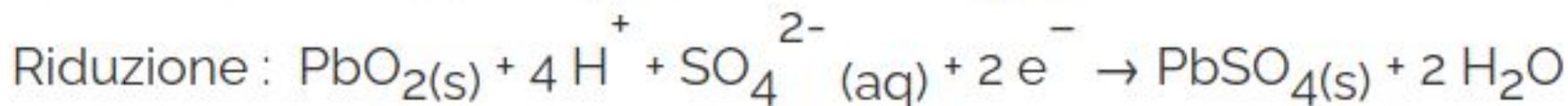
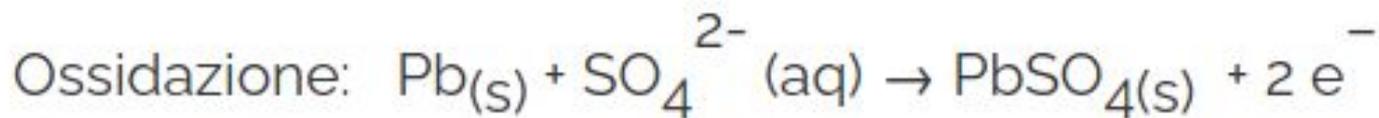
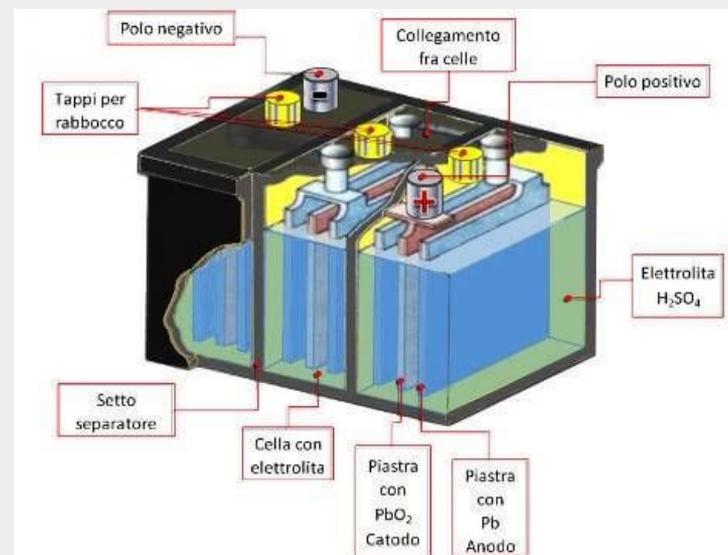
# Elementi gruppo IVA

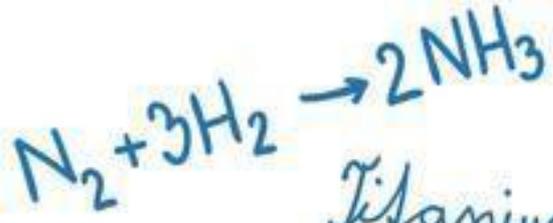
I tetraedri possono esistere isolati oppure legati tra loro. Si distinguono a seconda del numero di vertici in comune tra i tetraedri ( $\text{SiO}_4$ )<sup>4-</sup> (0,1,2,3 o 4). Da questo dipende il reticolo cristallino di ogni silicato e la quantità e tipo di metalli in esso presenti



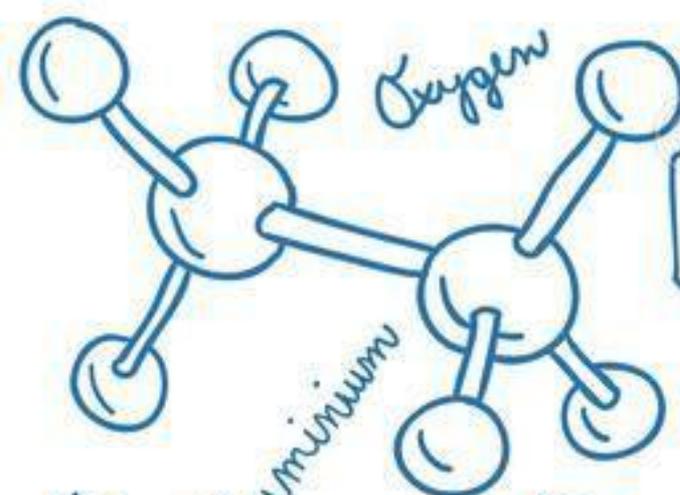
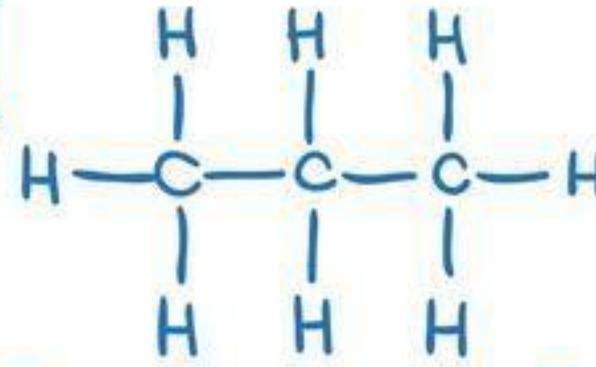
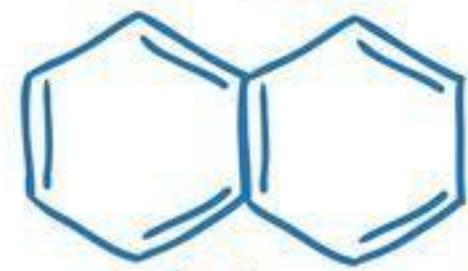
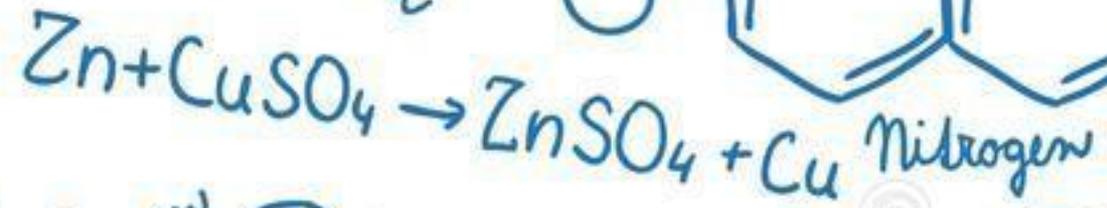
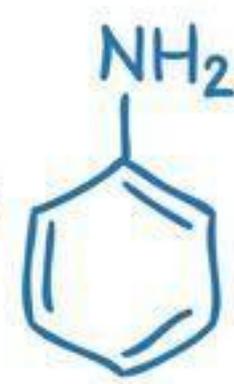
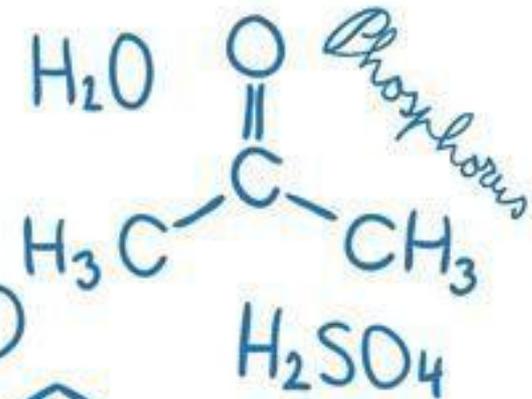
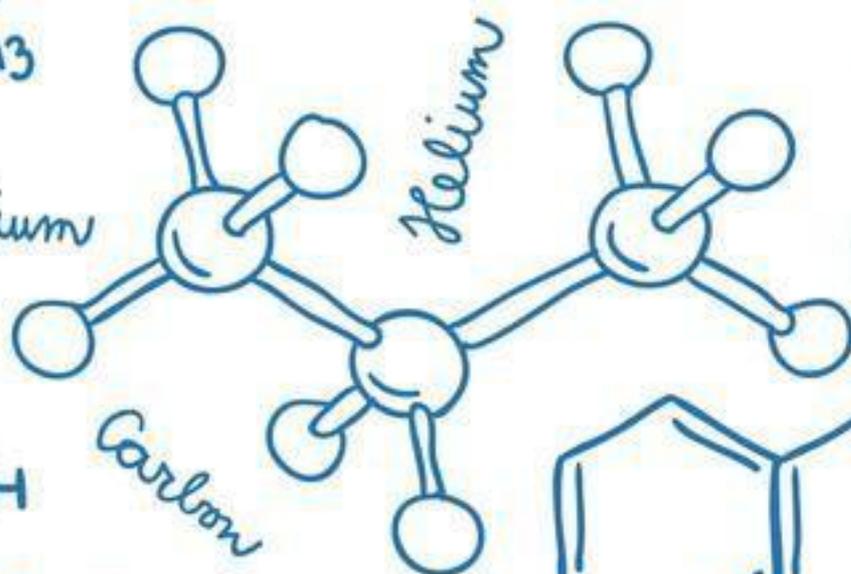
# Elementi gruppo IVA

I biossidi di stagno e piombo,  $\text{SnO}_2$  e  $\text{PbO}_2$ , sono ossidi anfoteri, così come i monossidi  $\text{SnO}$  e  $\text{PbO}$ . Poiché il piombo preferisce lo stato di ossidazione +2 i composti del  $\text{Pb(IV)}$  tendono a ridursi a  $\text{Pb(II)}$ .  $\text{PbO}_2$  è quindi un buon agente ossidante (accumulatori a piombo)

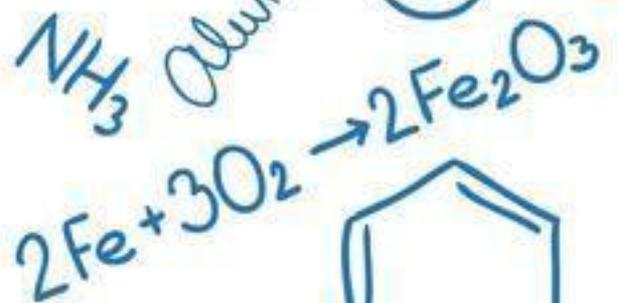
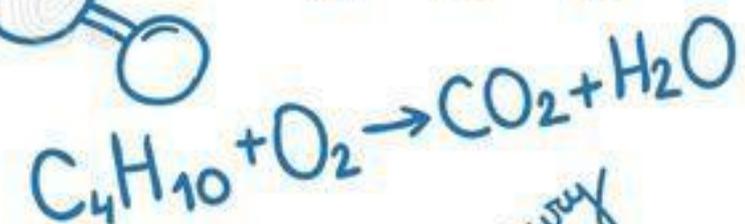




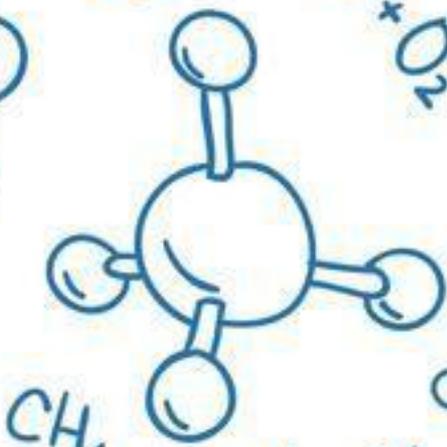
Titanium



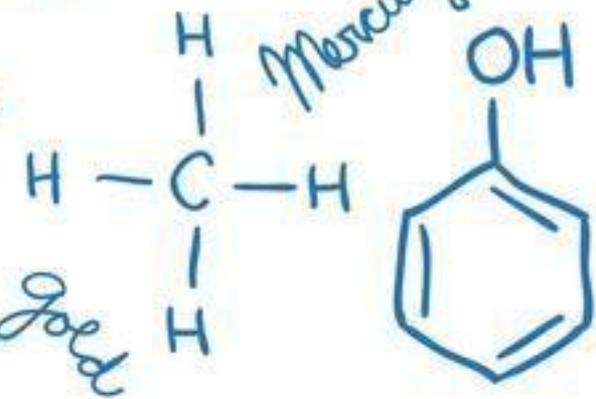
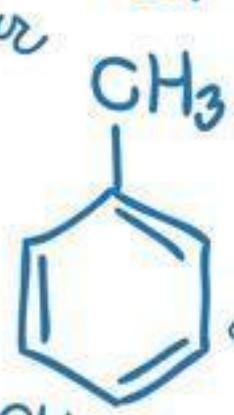
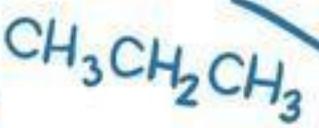
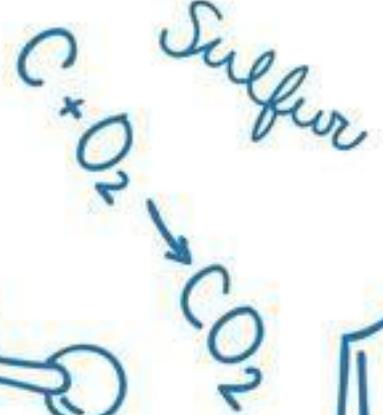
NVA



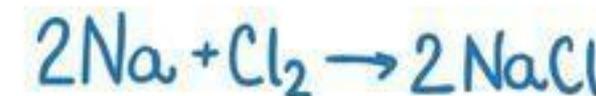
Chlorine



NaCl



Gold



Mercury

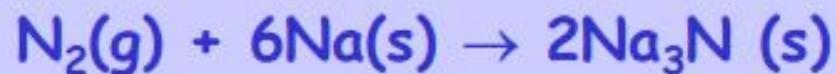


# Elementi gruppo VA

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

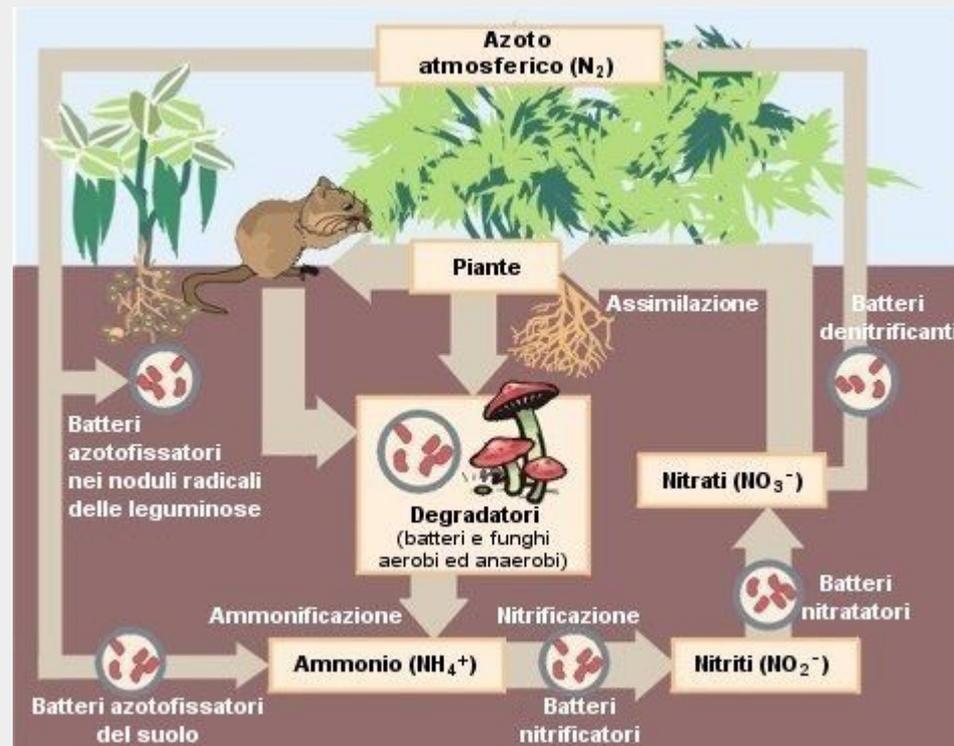
	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
	B	C	N	O	F	Ne
IIB	Al	Si	P	S	Cl	Ar
	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

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



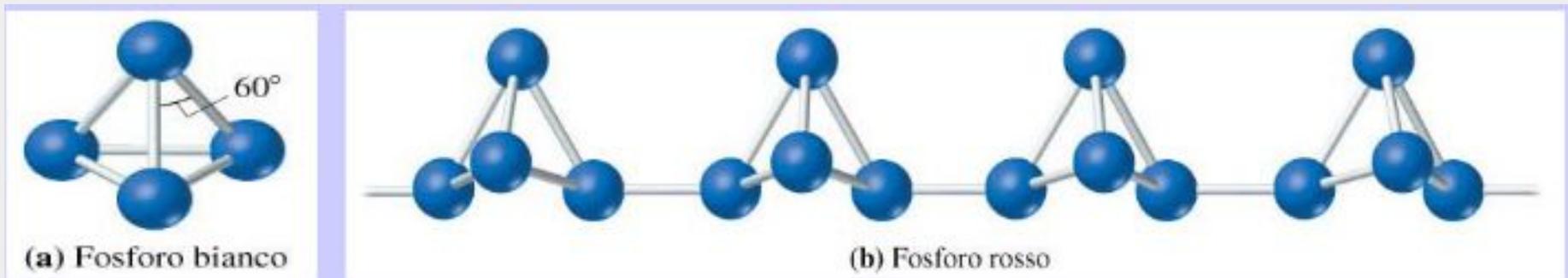
# Elementi gruppo VA

Ciclo dell'azoto,  $N_2$  atmosferico viene trasformato mediante azione dei raggi ultravioletti e fulmini in nitriti e nitrati che mediante la pioggia arrivano nel terreno e quindi alle piante che li trasformano in amminoacidi e quindi proteine vegetali



# Elementi gruppo VA

Il fosforo è presente in natura in tre diverse forme allotropiche: **fosforo bianco**, **fosforo rosso** e **fosforo nero**. La **più comune** è il **fosforo bianco** che è costituito da molecole  $P_4$  in cui gli atomi di fosforo sono situati ai vertici di un tetraedro. Il **fosforo rosso** è costituito da catene di frammenti  $P_4$  in cui un legame P-P si rompe permettendo la formazione di nuovi legami intermolecolari P-P, mentre il **fosforo nero** è un **solido covalente con struttura complessa** simile alla grafite ma non planare P tende a dare ibridazione  $sp^3$



L'arsenico e l'antimonio sono solidi friabili, e il bismuto è un metallo.

# Elementi gruppo VA

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

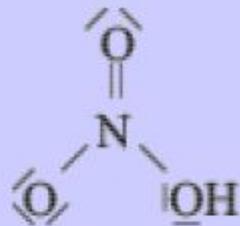
Gli stati di ossidazione più comuni sono  $-3$ ,  $+3$  e  $+5$ . Questi elementi formano ossidi con formule minime  $E_2O_3$  ed  $E_2O_5$  con stati di ossidazione  $+3$  e  $+5$ . L'azoto presenta tutti gli stati di ossidazione da  $-3$  a  $+5$ , di cui i più comuni sono  $-3$ ,  $+3$  e  $+5$ . Nei nitruri l'azoto ha stato di ossidazione  $-3$ . Questo è lo stesso stato di ossidazione che si presenta nel composto molecolare ammoniacca,  $NH_3$ , un gas irritante che si comporta da base debole sciogliendosi in acqua per dare soluzioni basiche.

Composto o ione	Stato di ossidazione
$NO_3^-$	+5
$N_2O_4$	+4
$NO_2^-$	+3
$NO$	+2
$N_2O$	+1
$N_2$	0
$NH_2OH$	-1
$N_2H_4$	-2
$NH_3$	-3

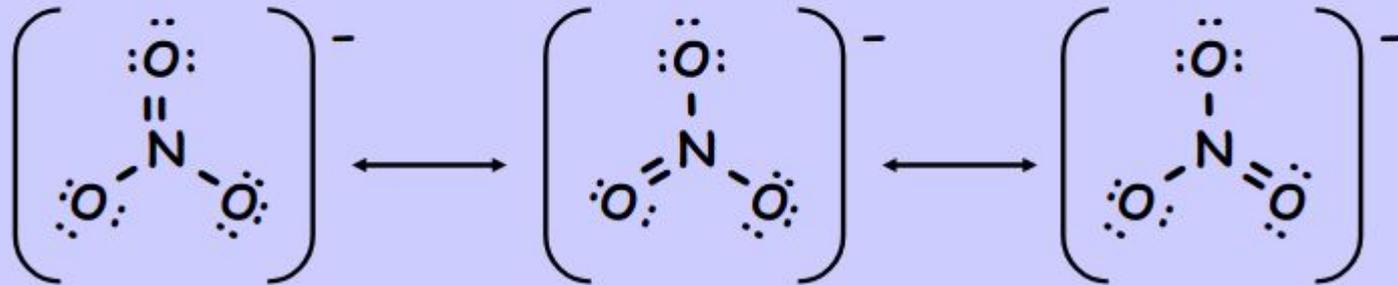
Semi-reazione di ossidazione (agente riducente) ↑  
↓ Semi-reazione di riduzione (agente ossidante)

L'azoto forma anche gli ossidi  $N_2O$  ( $+1$ ),  $NO$  ( $+2$ ) e  $NO_2$  ( $+4$ ). Gli ossidi dell'azoto sono ossidi acidi e con acqua formano acidi; i più comuni sono: acido nitrico ( $HNO_3$ ) con stato di ossidazione  $+5$  e acido nitroso ( $HNO_2$ ) con stato di ossidazione  $+3$ .

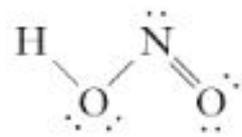
# Elementi gruppo VA



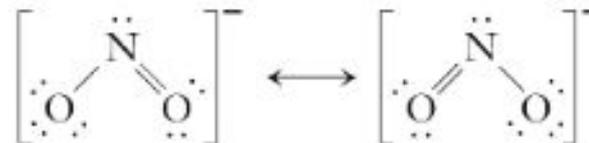
acido nitrico ( $\text{HNO}_3$ )



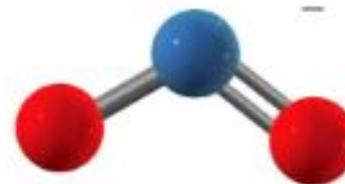
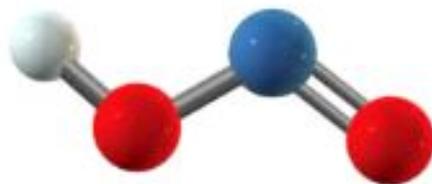
Ione nitrato ( $\text{NO}_3^-$ )



acido nitroso



ione nitrito



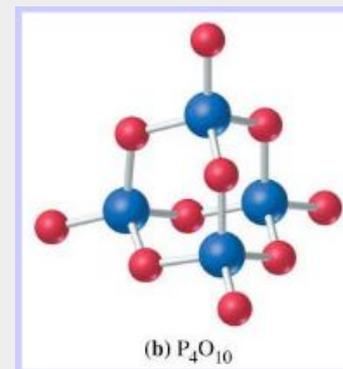
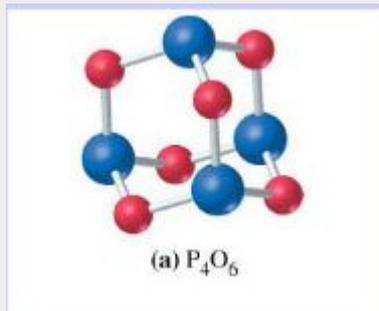
# Elementi gruppo VA

$\text{HNO}_2$	acido nitroso (debole)	$\text{NO}_2^-$	ione nitrito	+3
$\text{HNO}_3$	acido nitrico (forte)	$\text{NO}_3^-$	ione nitrato	+5

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



Questi ossidi sono però difficili da preparare e poco comuni. Molto più comuni sono gli ossidi  $\text{N}_2\text{O}(\text{+1})$ ,  $\text{NO}(\text{+2})$ ,  $\text{NO}_2(\text{+4})$  e  $\text{N}_2\text{O}_4(\text{+4})$ . Per gli ossidi del fosforo le formule molecolari sono doppie,  $\text{P}_4\text{O}_6$  e  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ .



# Elementi gruppo VA

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

acido fosfonico IUPAC		ione fosfonato nella IUPAC	
$H_3PO_3$	acido fosforoso	$HPO_3^{2-}$	ione fosfito +3
$H_3PO_4$	acido fosforico	$PO_4^{3-}$	ione fosfato +5

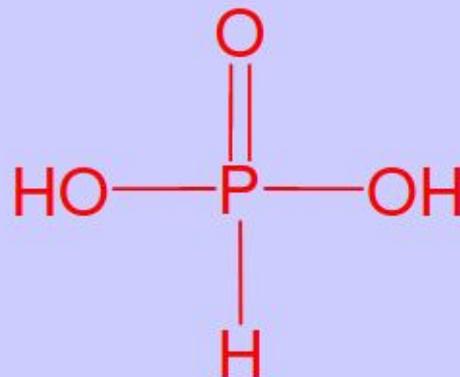
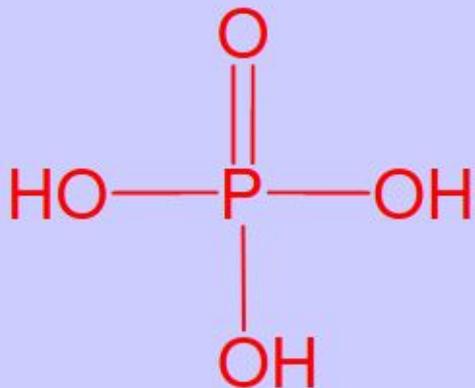
Questi acidi si ottengono per reazioni degli ossidi con acqua:



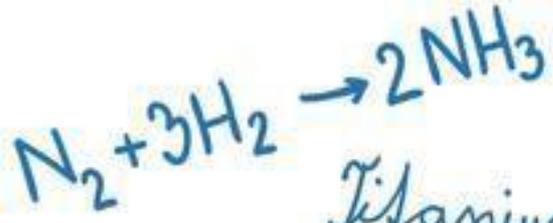
# Elementi gruppo VA

L'acido fosforico o ortofosforico è il più importante ed è un acido debole triprotico cioè con tre idrogeni acidi ed è impiegato per la preparazione di fertilizzanti e detersivi. L'acido fosforoso è più debole e diprotico (un H è legato al P)

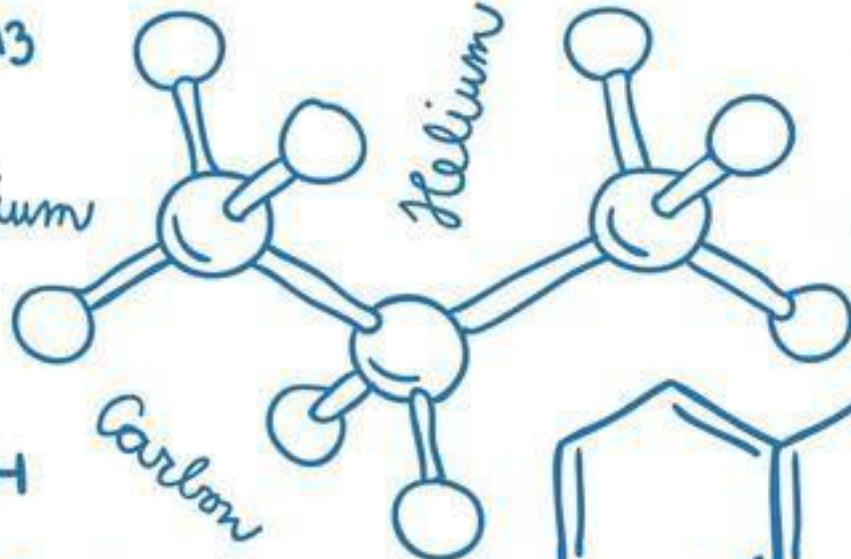
Equilibrio fra due tautomeri  $\text{HP}(=\text{O})(\text{OH})_2$ , acido fosfonico<sup>[6]</sup>, e  $\text{P}(\text{OH})_3$ , acido fosforoso il secondo quasi nullo



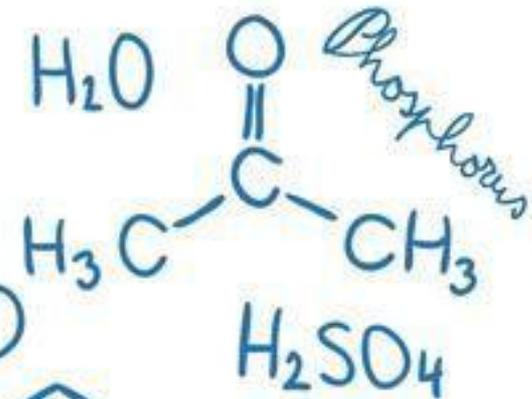
Gli ossidi di antimONIO e bismuto sono anfoteri. Azoto e fosforo formano idruri di formula  $\text{NH}_3$  (ammoniaca) e  $\text{PH}_3$  (fosfina) con stato di ossidazione  $-3$ .



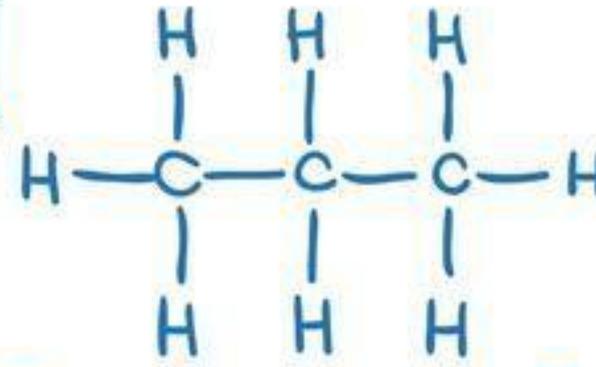
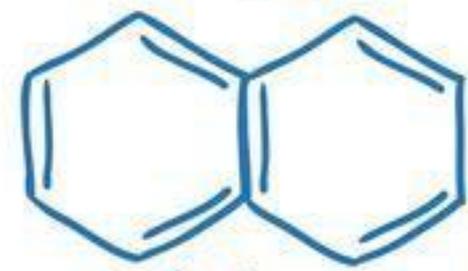
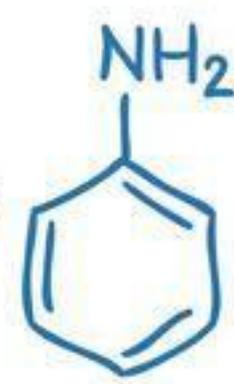
Titanium



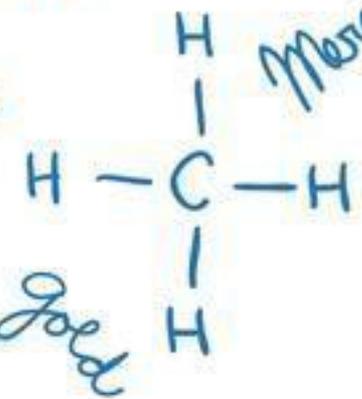
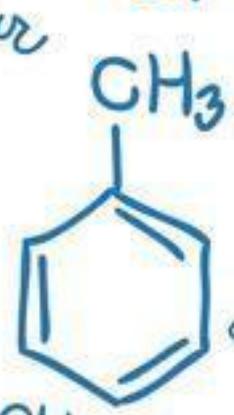
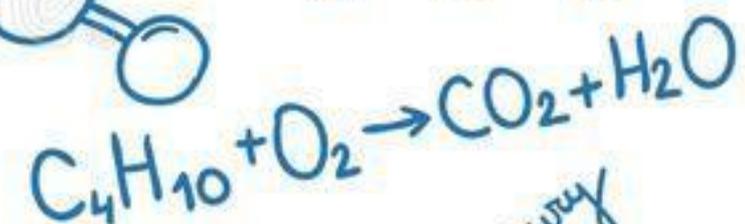
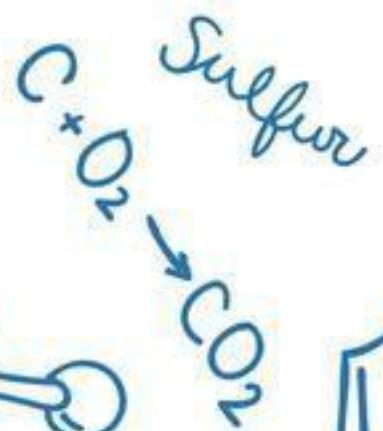
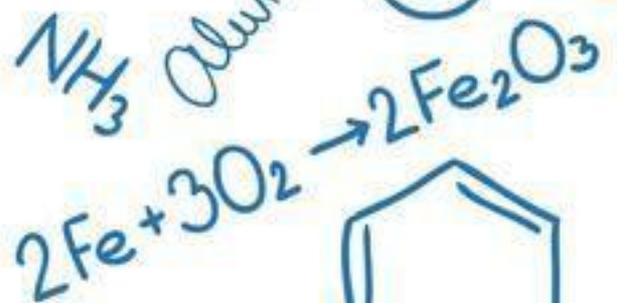
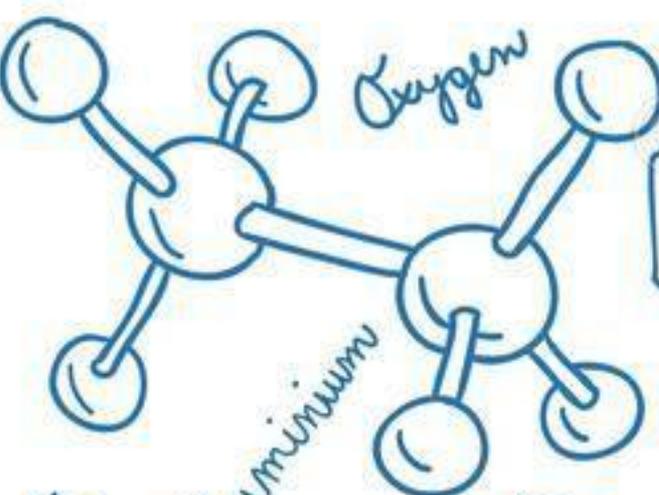
Helium



Phosphorus



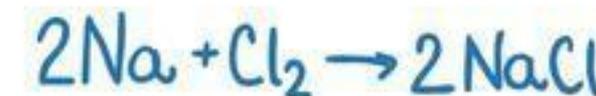
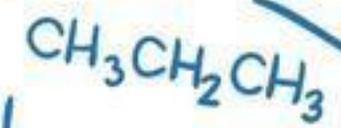
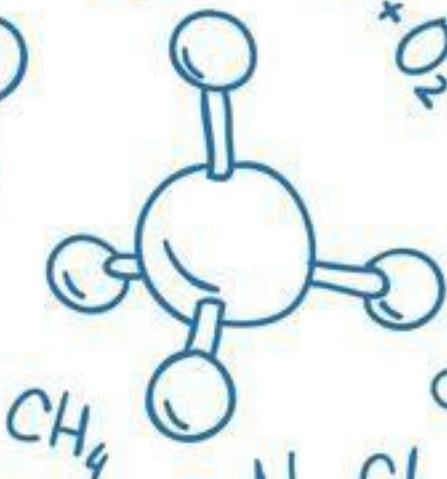
VIA



Mercury



Gold

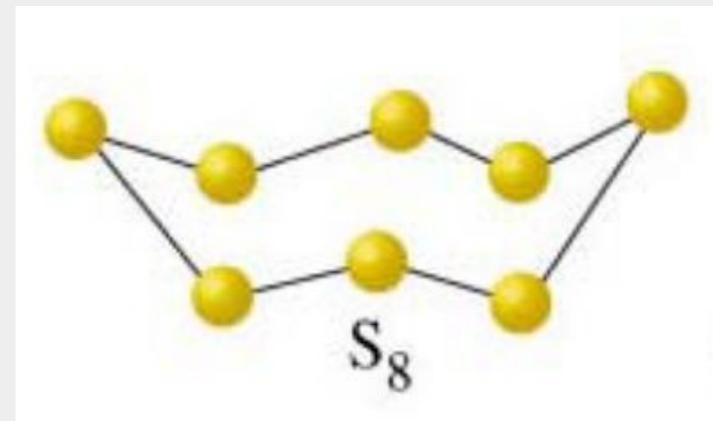


# Elementi gruppo VIA

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

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

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



# Elementi gruppo VIA

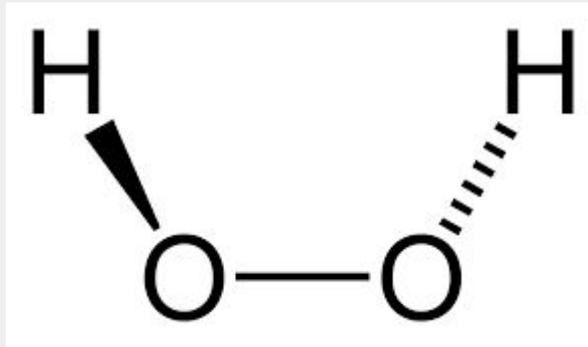
Gli stati di **ossidazione** più comuni sono **-2, +4 e +6**. Tutti gli elementi formano **idruri di formule  $H_2O$ ,  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $H_2Te$**  e stato di ossidazione **-2**.

**L'ossigeno è molto reattivo e forma composti binari con quasi tutti gli elementi, in genere ossidi. Un ossido è un composto binario con l'ossigeno nello stato di ossidazione -2. L'ossigeno reagisce con i metalli per dare ossidi ionici di tipo basico. Con i metalli alcalini può formare anche perossidi e superossidi (in  $HO_2$  e  $F_2O$  l'ossigeno ha numero di ossidazione 0 e +2)**

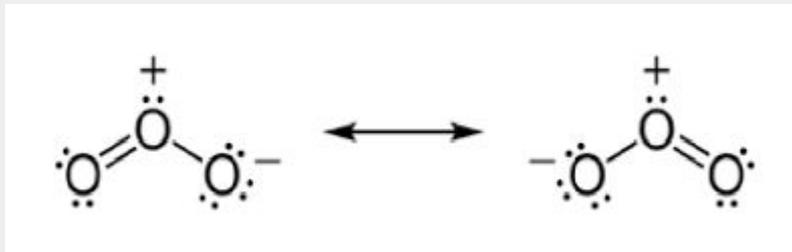


# Elementi gruppo VIA

Sono noti anche **perossidi covalenti -O-O-** quale il **perossido di idrogeno** o acqua ossigenata  $H_2O_2$ . L'ossigeno reagisce con i non metalli per formare ossidi covalenti di tipo acido quali  $CO_2$ ,  $NO$ ,  $SO_2$ ,.....

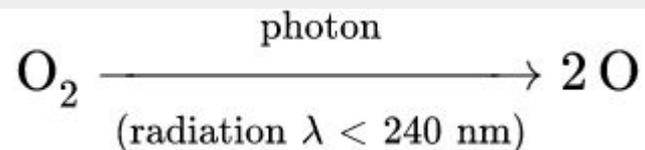


L'ozono ( $O_3$ ) è una forma allotropica dell'ossigeno: la molecola è costituita da tre atomi di ossigeno:



# Elementi gruppo VIA

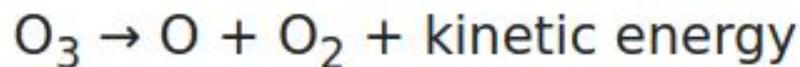
Il processo di creazione e distruzione dell'ozono è chiamato ciclo di Chapman e inizia con la fotolisi dell'ossigeno molecolare



seguito dalla reazione dell'atomo di ossigeno con un'altra molecola di ossigeno per formare l'ozono



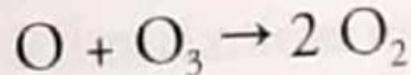
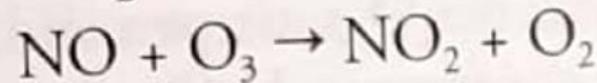
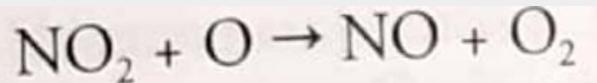
Dove M è un terzo corpo che assorbe l'eccesso di energia (in generale  $\text{N}_2$ ). La molecola di ozono può quindi assorbire un fotone UV-C e dissociarsi



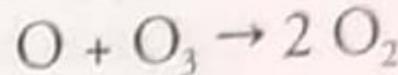
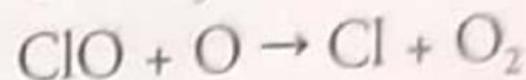
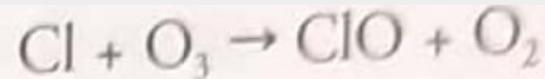
Energia cinetica = temperatura alta della stratosfera

# Elementi gruppo VIA

Buco dell'ozono: NO immesso ad esempio dagli aerei , o dall'attività umana sulla superficie terrestre puo' distruggere l'ozono



Ma soprattutto i CFC clorofluorocarburi , sono chimicamente inerti a bassa quota, sono insolubili in acqua quindi non possono essere riportati a terra dalle piogge. Negli strati piu' alti la radiazione solare li dissocia formando atomi di Cloro molto reattivi, e il ciclo reattivo riforma atomi di cloro quindi ogni atomo distrugge decine di molecole di ozono



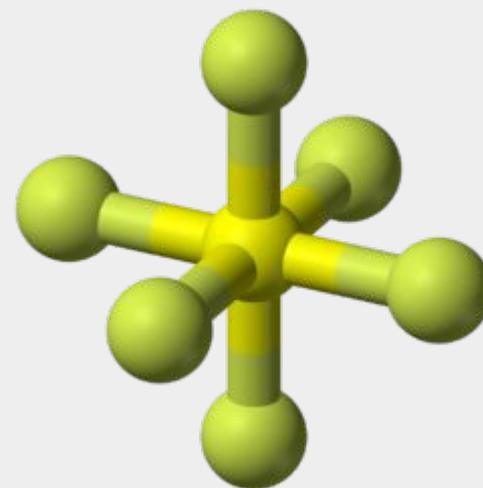
# Elementi gruppo VIA

Zolfo (e selenio) formano ossidi di formula  $\text{SO}_2$  e  $\text{SO}_3$  ( $\text{SeO}_2$  e  $\text{SeO}_3$ ) che in acqua danno gli acidi solforoso e solforico

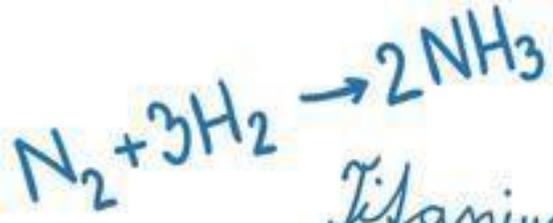


L'acido solforico è forte nella sua prima dissociazione e debole nella seconda mentre l'acido solforoso è debole.

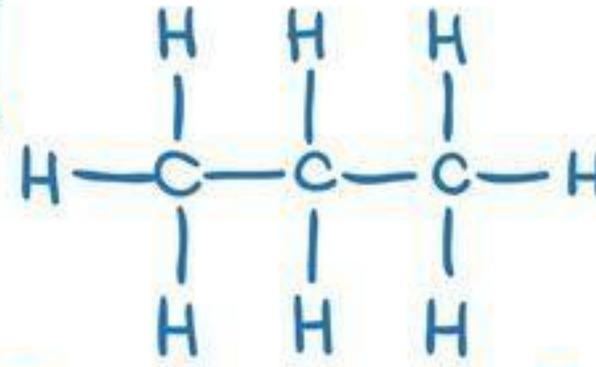
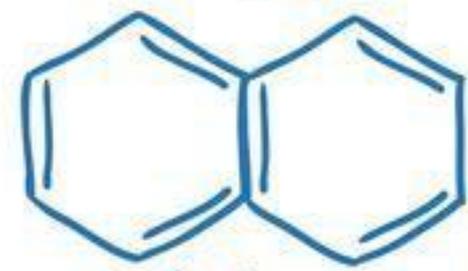
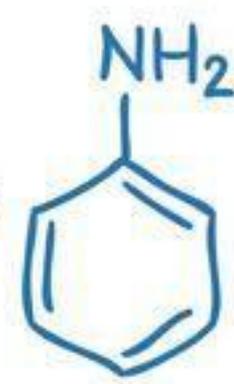
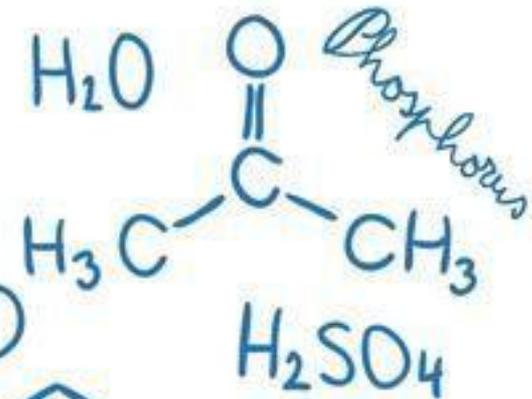
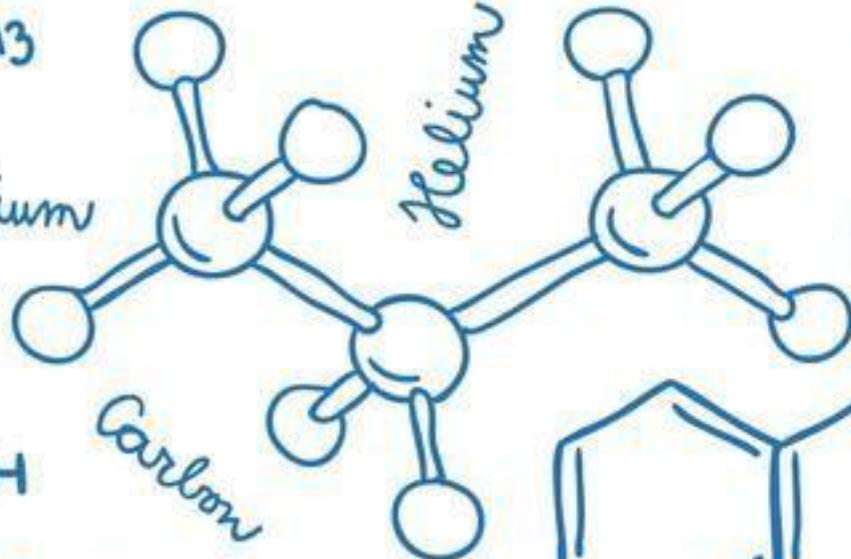
Mentre il primo elemento, l'ossigeno, può impiegare solo orbitali se p deve rispettare la regola dell'ottetto, gli elementi successivi possono impiegare anche orbitali d e possono impegnare fino a sei coppie raggiungendo gli stati di ossidazione +4 e +6.



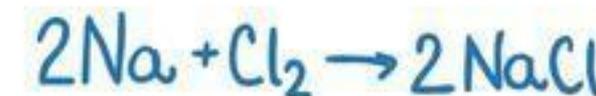
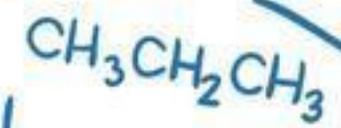
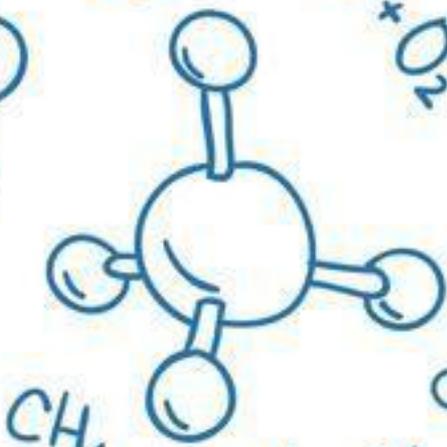
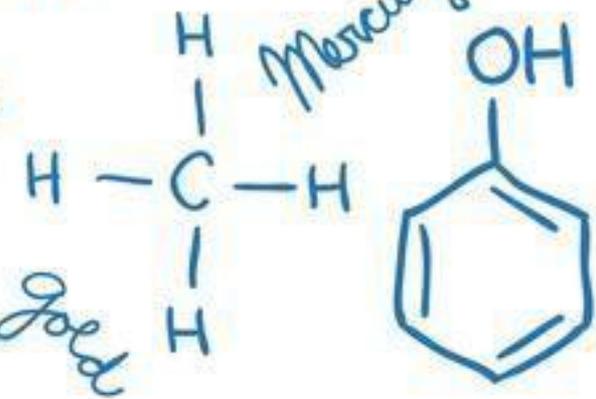
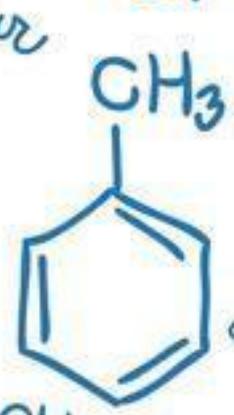
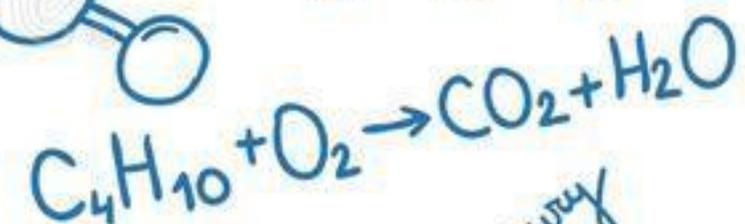
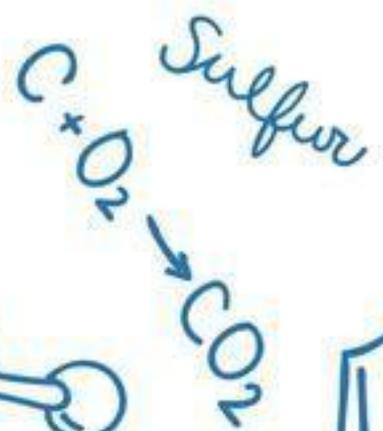
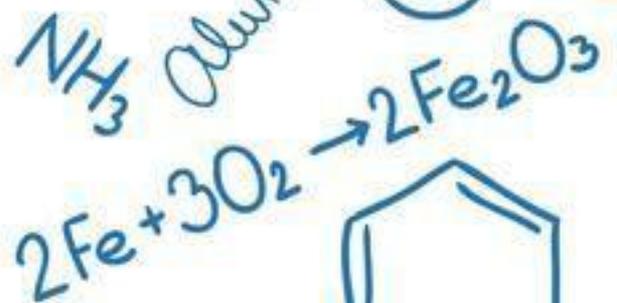
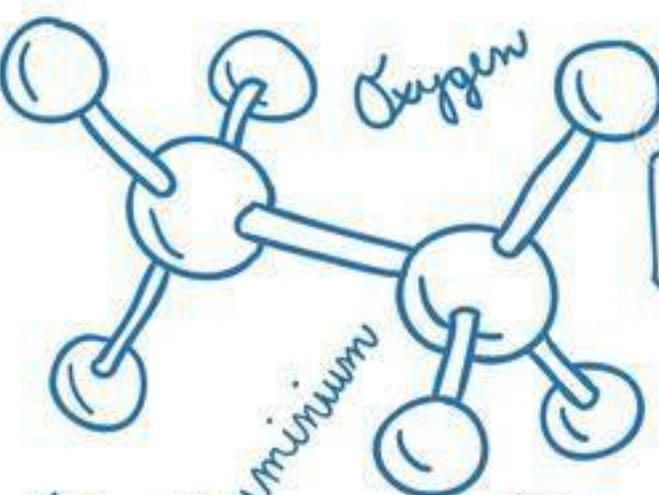
L'**esafluoruro di zolfo** è un composto inorganico con formula  $\text{SF}_6$ . Numerosi impieghi industriali e non solo chimicamente stabile



Titanium



# VIIIA



# Elementi gruppo VIIA

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

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

Allo stato elementare esistono tutti come molecole biatomiche  $X_2$ :  $F_2$  e  $Cl_2$  sono gas molto reattivi,  $Br_2$  è un liquido e  $I_2$  è un solido. Gli stato di ossidazione più comune è  $-1$  e corrisponde all'acquisto di un elettrone per passare dalla configurazione  $ns^2np^5$  a quella a guscio chiuso  $ns^2np^6$  del tipo gas nobile

# Elementi gruppo VIIA

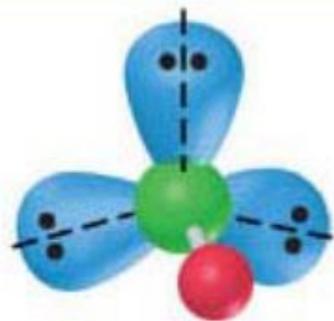
Formano tutti idruri HX di spiccate caratteristiche acide, detti anche **acidi alogenidrici**, sempre con stato di ossidazione  $-1$ . L'acidità aumenta nell'ordine  $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$ . Questo è l'unico stato di ossidazione possibile per il fluoro (l'elemento più elettronegativo) **mentre gli altri alogeni formano anche composti, prevalentemente con l'ossigeno**, in cui hanno stato di ossidazione  $+1, +3, +5, +7$  e impiegano per la formazione dei legami orbitali d. I più comuni sono gli ossiacidi e i rispettivi anioni (battericida acido ipocloroso  $\text{HClO}$ , ipoclorito di sodio  $\text{NaClO}$ , clorito di sodio  $\text{NaClO}_2$ )

$\text{HClO}$	acido ipocloroso	$\text{ClO}^-$	ione ipoclorito	n.o. $+1$
$\text{HClO}_2$	acido cloroso	$\text{ClO}_2^-$	ione clorito	n.o. $+3$
$\text{HClO}_3$	acido clorico	$\text{ClO}_3^-$	ione clorato	n.o. $+5$
$\text{HClO}_4$	acido perclorico	$\text{ClO}_4^-$	ione perclorato	n.o. $+7$

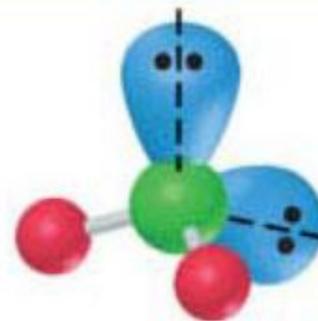
Stessi composti (con analogia nomenclatura) forma il bromo e, in parte, lo iodio.

# Elementi gruppo VIIA

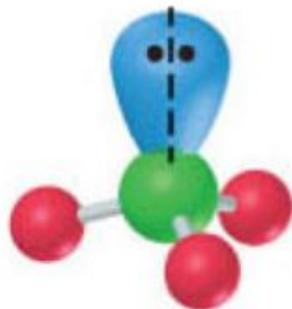
Le strutture degli anioni sono (quelle degli acidi del tutto analoghe con un idrogeno legato ad uno degli ossigeno)



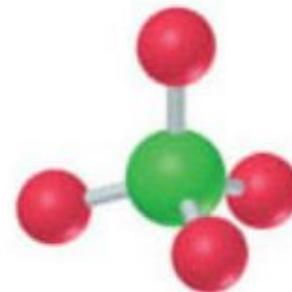
Ipoclorito,  $\text{OCl}^-$   
(lineare)



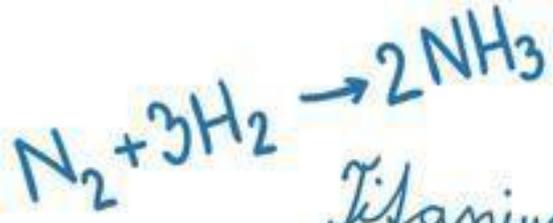
Clorito,  $\text{ClO}_2^-$   
(angolare)



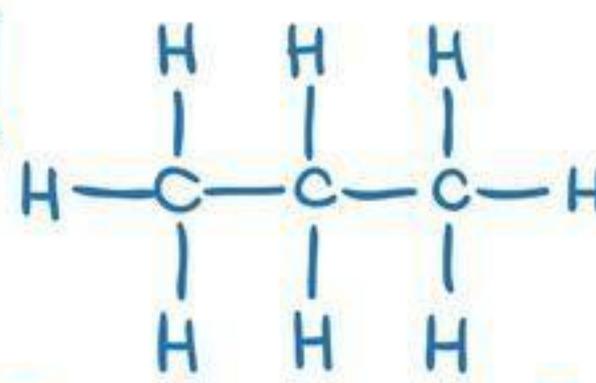
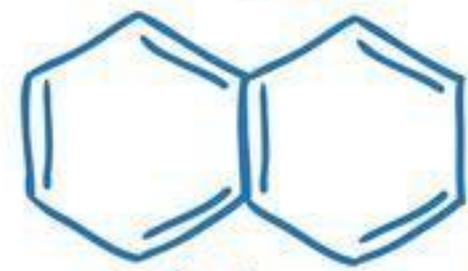
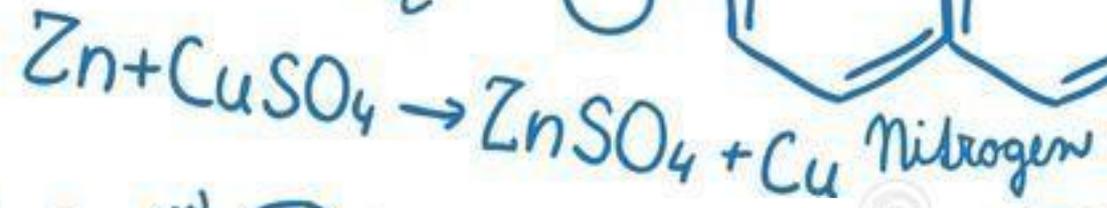
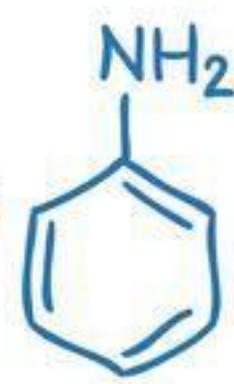
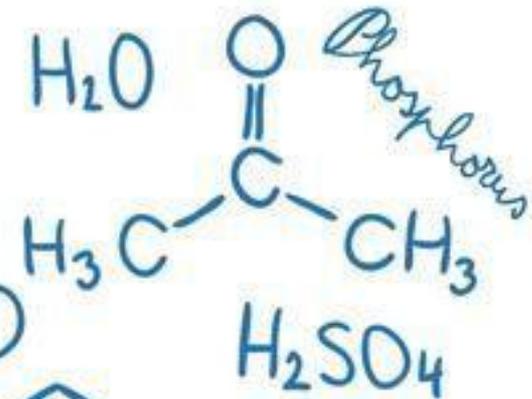
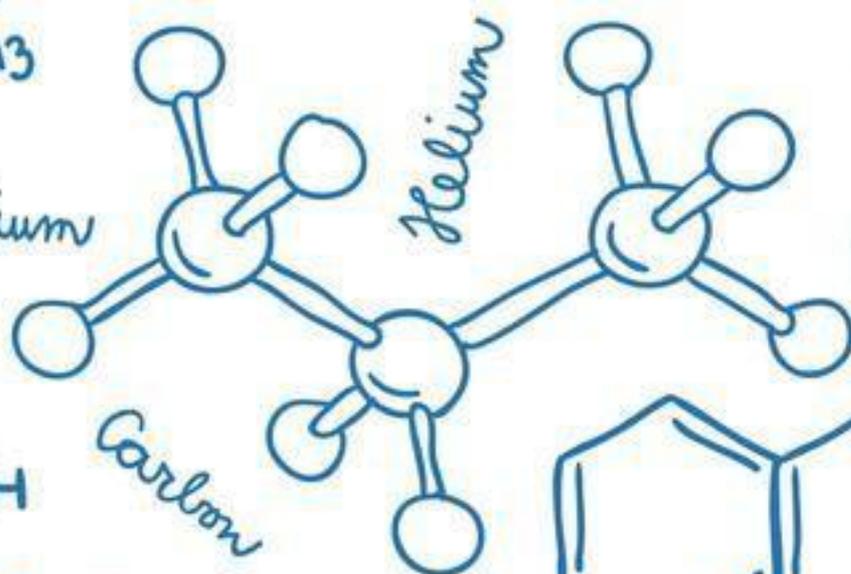
Clorato,  $\text{ClO}_3^-$   
(trigonale piramidale)



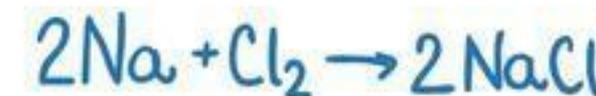
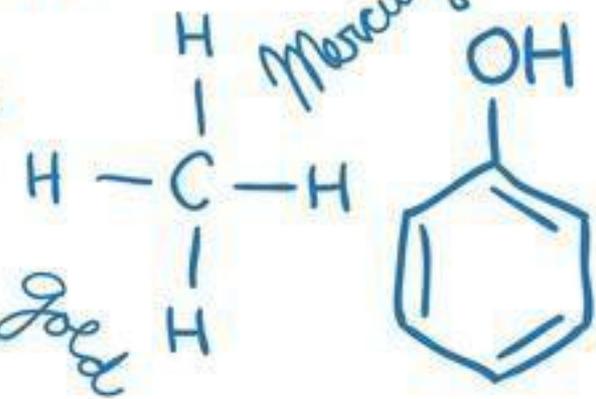
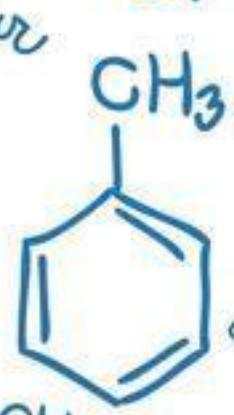
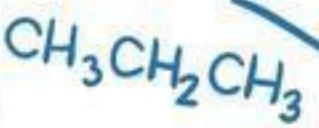
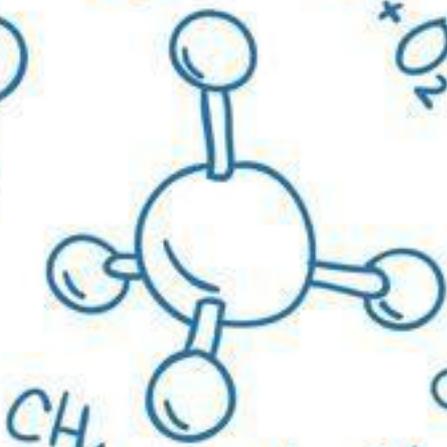
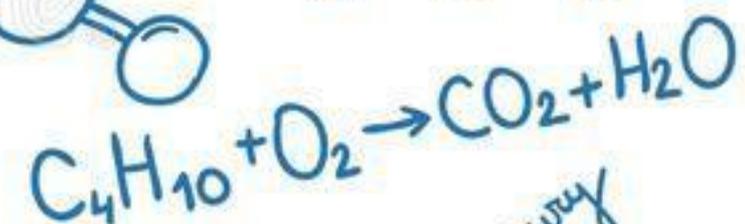
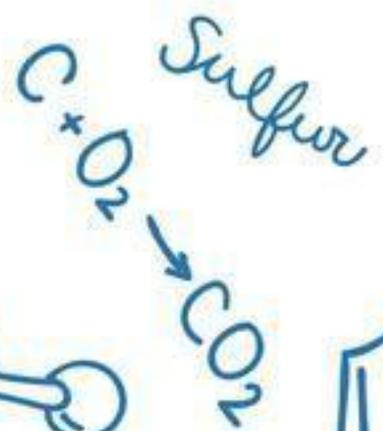
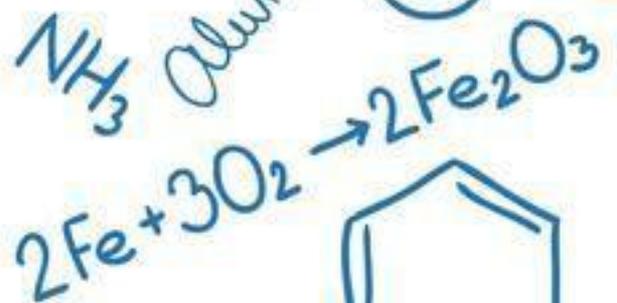
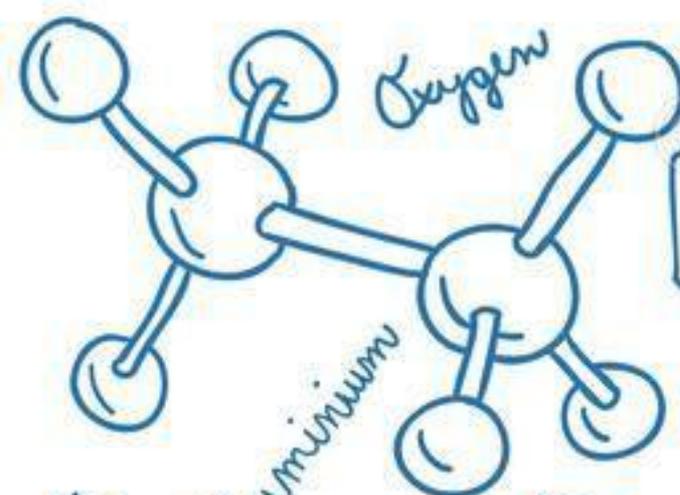
Perclorato,  $\text{ClO}_4^-$   
(tetraedrico)



Titanium



# VIIIA



## Elementi gruppo VIIIA

Sono noti anche come gas nobili o gas inerti e sono tutti gas monoatomici presenti in piccole quantità (specie l'argon) nell'atmosfera. Poiché hanno configurazione elettronica  $ns^2np^6$  particolarmente stabile hanno un'elevata energia di ionizzazione ed un'affinità elettronica positiva e quindi reattività praticamente nulla.

Negli anni '60 sono stati preparati composti dello xeno con i due elementi più reattivi, fluoro ed ossigeno, quali  $XeF_4$  e  $XeO_3$ , ed in seguito anche per Kripto e radon. Sono composti altamente instabili e si decompongono violentemente negli elementi costituenti. Il nome di gas inerte è quindi, almeno per gli ultimi tre elementi, ormai inappropriato.

La luce che il neon emette nelle lampade al neon è ampiamente usata. Il termine "neon" viene normalmente usato per indicare questo tipo di luci, anche se in realtà diversi gas vengono utilizzati per ottenere diversi colori.