



Corso di CHIMICA

Lezione 1

Nomenclatura dei composti inorganici

info: claudio.gerbaldi@polito.it





Sommario della lezione

Questa lezione si propone di introdurre una serie di conoscenze, regole e convenzioni che permetteranno, una volta assimilate, di muoversi all'interno del **mondo** spesso ostico delle **formule chimiche**. Verranno introdotti inizialmente i concetti di **elettronegatività** e **numero di ossidazione** per poi passare alla **nomenclatura dei composti inorganici**.

1. I componenti della materia
2. Introduzione alla Tavola Periodica degli elementi
3. Elettronegatività
4. Numero di ossidazione
5. Nomenclatura: generalità
6. Nomenclatura dei composti inorganici

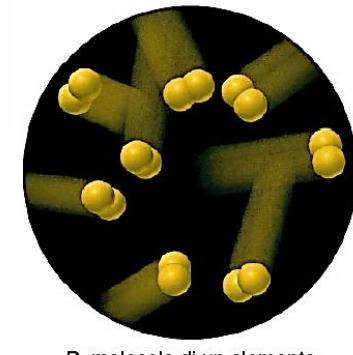
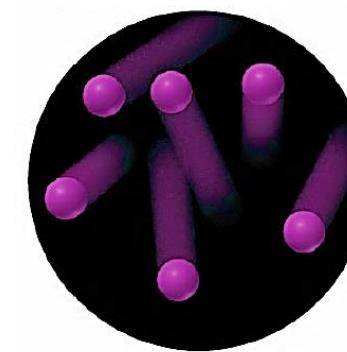


I componenti della materia

Questi concetti verranno ripresi successivamente in diverse occasioni...

Nelle prossime lezioni definiremo approfonditamente atomi, molecole e ioni; qui vediamo rapidamente una definizione sintetica:

- **ELEMENTO**: è il tipo di materia più semplice, con proprietà fisiche e chimiche esclusive. Un elemento è costituito da atomi di «una sola/stessa specie»; per questo motivo non può essere scomposto in un tipo di materia più semplice con metodi fisici e/o chimici.
- **ATOMO**: è la più piccola particella costitutiva di un elemento (ad es., un atomo di Fe, H, O).
- **MOLECOLA**: è un'unità strutturale indipendente costituita da 2 o più atomi legati chimicamente tra loro. È la più piccola particella costitutiva di un elemento o di un composto che può esistere in modo indipendente (es.: molecola di ossigeno O_2 , ozono O_3 , acqua H_2O).
- **IONE**: è un'unità strutturale dotata di carica (es. Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-}). In particolare, si parla di cationi se la carica dell'unità strutturale è positiva, di anioni se è negativa.



I componenti della materia

- **COMPOSTO:** è una sostanza che è formata da elementi che stanno insieme con un rapporto fisso, le cui proprietà sono diverse da quelle degli elementi che lo compongono.

Alcune proprietà del sodio, del cloro e del cloruro di sodio

Proprietà	sodio	+	cloro	→	cloruro di sodio
temperatura(punto) di fusione	97,8 °C		-101 °C		801 °C
temperatura (punto) di ebollizione	881,4 °C		-34 °C		1413 °C
colore	argento		giallo-verde		incolore (bianco)
densità	0,97 g/cm ³		0,0032 g/cm ³		2,16 g/cm ³
comportamento in acqua	reattivo		lievemente solubile		solubile





Introduzione alla Tavola Periodica (T.P.)

gruppi

1	2		3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		13	14	15	16	17	18
---	---	--	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	--	----	----	----	----	----	----

sottolivelli s

1	H
2	Li Be
3	Mg
4	K Ca
5	Rb Sr
6	Cs Ba
7	Fr Ra

periodi

He
2

sottolivelli d

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd
39	40	41	42	43	44	45	46	47	48
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg
57	72	73	74	75	76	77	78	79	80
Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub
89	104	105	106	107	108	109	110	111	112

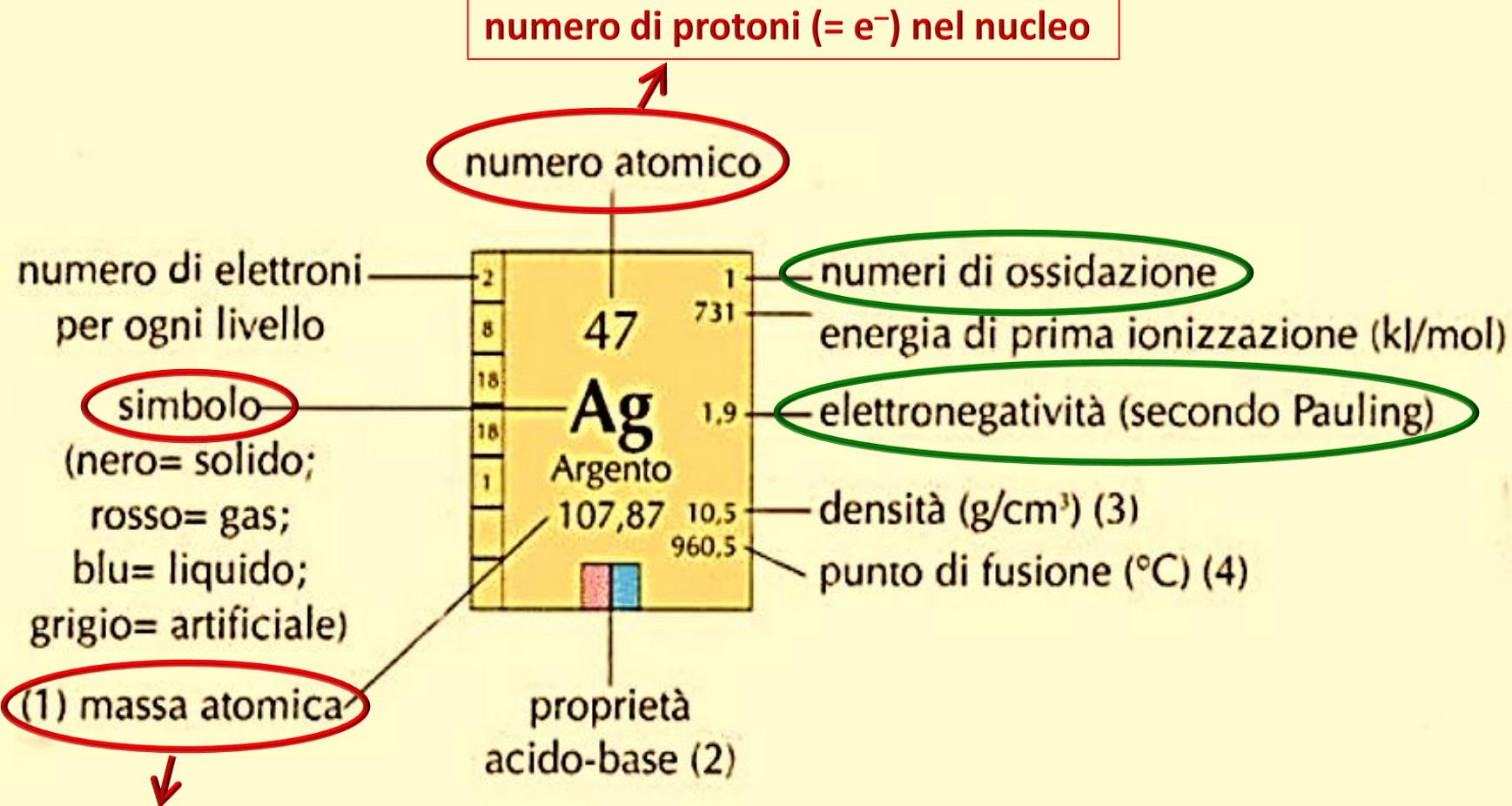
B	C	N	O	F	Ne
5	6	7	8	9	10
Al	Si	P	S	Cl	Ar
13	14	15	16	17	18
Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
31	32	33	34	35	36
In	Sn	Sb	Te	I	Xe
49	50	51	52	53	54
Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
81	82	83	84	85	86
Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
113	114	115	116	117	118

sottolivelli f

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103



Introduzione alla T.P.: Simboli



o peso atomico ($p^+ + n$): massa di un elemento in unità di massa atomica ($u = 1.66 \times 10^{-24}$ g)

Introduzione alla T.P.: Simboli

Na

SODIO

da "Natrium"

S

ZOLFO

K

POTASSIO

da "Kalium"

P

FOSFORO

Au

ORO

da "Aurum"

**Cu**

RAME

da "Cuprum"

Mg

MAGNESIO

 \neq **Mn**

MANGANESE

W

TUNGSTENO

(Wolframio)

Sb

ANTIMONIO

da "Stibium"

...e quindi??? ...occorre dare un occhio seriamente alla T.P. !!!



Introduzione alla T.P.: Elementi

La maggior parte (3/4) degli elementi sono **METALLI**. I metalli hanno *proprietà fisiche caratteristiche*, come un'elevata conducibilità termica ed elettrica, malleabilità (possono essere laminati in fogli sottili), duttilità (possono essere tirati in fili) e spesso un aspetto lucente. **Chimicamente parlando, i metalli tendono a perdere elettroni per formare ioni positivi (cationi).**

I relativamente pochi **NON-METALLI** si trovano **in alto a destra nella T.P.** (a destra della linea più spessa), eccetto l'idrogeno. Nei non-metalli sono assenti le *proprietà fisiche che caratterizzano i metalli*. **Chimicamente tendono ad acquistare elettroni per formare ioni negativi (anioni) quando reagiscono con i metalli;** si legano spesso tra loro attraverso legami di tipo covalente.

La **MODERNA TAVOLA PERIODICA** è organizzata in modo che **gli elementi delle stesse colonne verticali (gruppi o famiglie)** abbiano **proprietà chimiche simili.**





La moderna Tavola Periodica

IUPAC: International Union of
Pure and Applied Chemistry

La moderna Tavola Periodica è formata da **gruppi** numerati da 1 a 18 secondo la nuova proposta IUPAC (vecchia proposta: num. romani da I a VIII, A e B), divisi in gruppi principali o sottogruppi. Alcuni gruppi hanno una denominazione propria:

1. Al **gruppo 1** appartengono i **metalli alcalini** e al **gruppo 2** i **metalli alcalino-terrosi**;
2. fra **il gruppo 2 e il gruppo 13** si trovano gli **elementi di transizione**;
3. Il **gruppo 16** è quello dei **calcogeni** e il **gruppo 17** quello degli **alogeni**;
4. in **fondo alla tavola periodica** ci sono due file di 14 elementi metallici costituenti le serie dei **lantanidi** (o **terre rare**) e degli **attinidi**.
5. gli **elementi che chiudono i periodi** sono i **gas nobili**, così chiamati per la → scarsissima reattività dovuta alla loro configurazione elettronica stabile;
6. Tutti i rimanenti gruppi prendono il nome dell'elemento con numero atomico più basso.

He	2
Ne	10
Ar	18
Kr	36
Xe	54
Rn	86

Le **file orizzontali** di elementi della T.P. sono chiamate **periodi** (numerati).

Considerazioni approfondite su T.P. e sue proprietà saranno lo scopo di una lezione successiva.





Lettura della tavola periodica

Metalli ALCALINI												GAS NOBILI					
Metalli ALCALINO-TERROSI		NON METALLI										ALOGENI					
		METALLI															
1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
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
87 Fr	88 Ra	89 Ac†	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Uun	111 Uuu	112 Uub						

Metalli di TRANSIZIONE

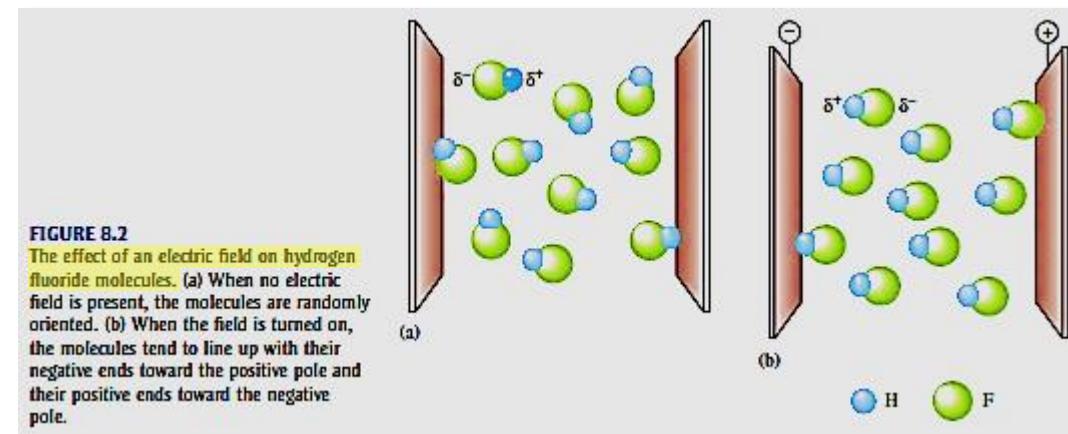
Alkali metals

*Lanthanides	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
†Actinides	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



Elettronegatività e sua periodicità

Elettronegatività: capacità relativa di un atomo di attrarre gli elettroni condivisi in un legame con un altro atomo.



Nel 1932, **Linus Pauling** costruì una scala relativa di elettronegatività sulla base dei valori sperimentali delle energie di legame di molecole biatomiche.

Per ottenere i valori di elettronegatività dei vari atomi fu necessario scegliere arbitrariamente il valore di elettronegatività di un elemento. Pauling scelse come riferimento l'idrogeno a cui assegnò $x_H = 2.1$ (**valori sempre positivi**).

La conoscenza dei valori di elettronegatività permette di prevedere che tipo di legame si formerà tra due atomi.



Linus Carl Pauling (1901-1994) chimico, pacifista e scrittore statunitense.

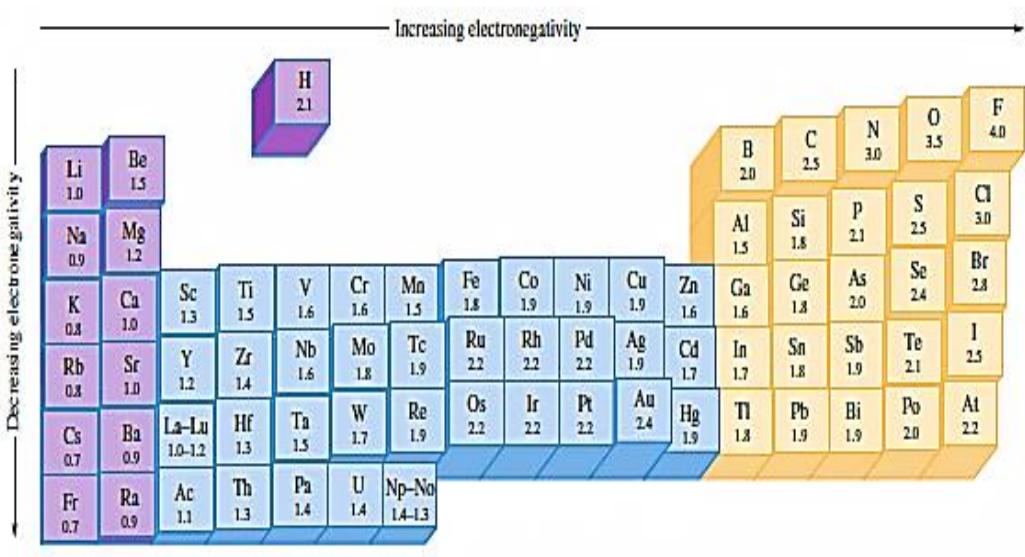
Elettronegatività e sua periodicità

Proprietà periodica,
non proprietà atomica !!!

L'elettronegatività è, in generale, in relazione inversa al raggio atomico:

- aumenta lungo un gruppo dal basso verso l'alto
- aumenta lungo un periodo da sinistra verso destra

L'elettronegatività aumenta con il carattere non metallico dell'elemento.



1	H	2																18 He
2	Li	Be																Ne
3	Na	Mg																Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra																

L'elettronegatività non è una proprietà atomica !!!

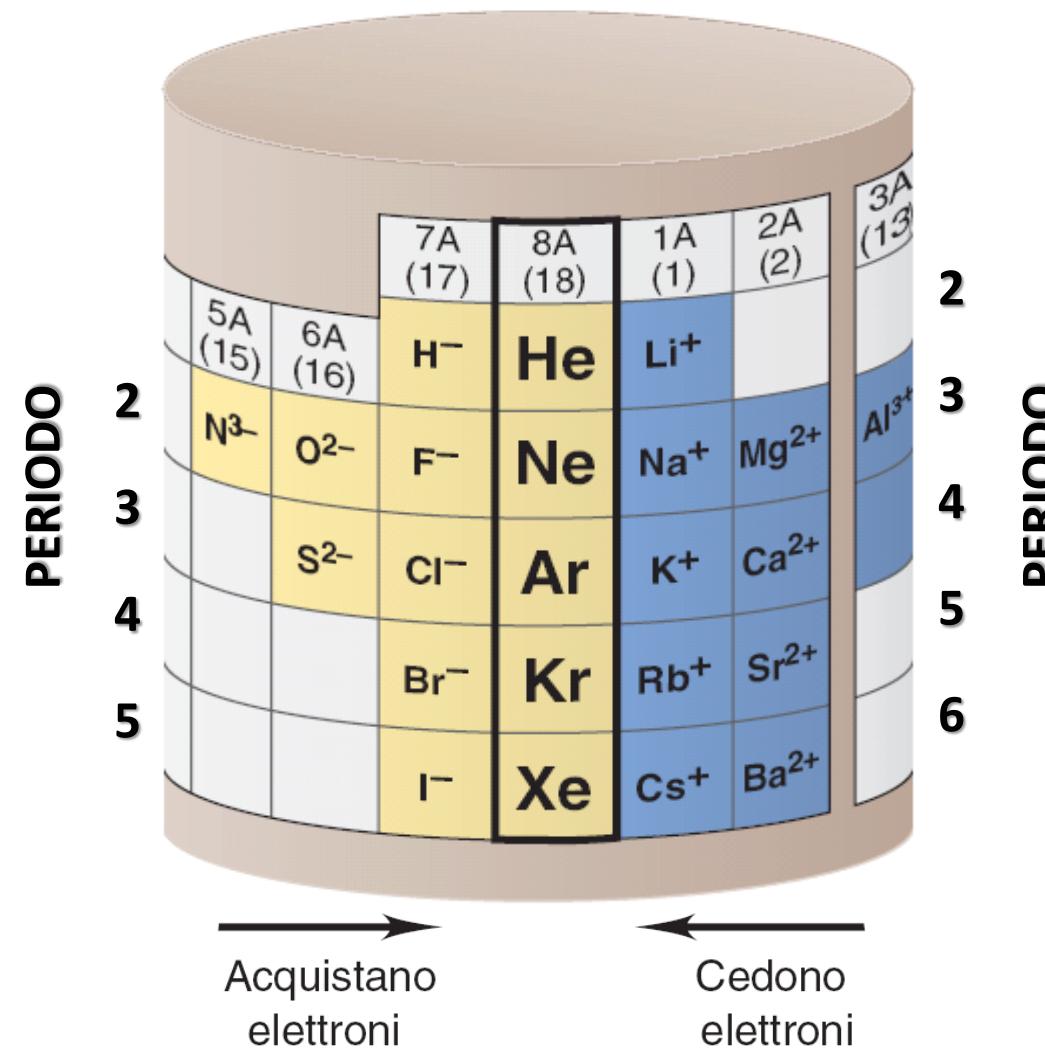
e, di conseguenza, non va assolutamente confusa con l'affinità elettronica che è invece una grandezza caratteristica dell'atomo isolato.

...in breve: più è a dx più è elettronegativo, più è in alto più è elettronegativo; al contrario viceversa.



Ioni degli elementi dei gruppi principali

Ioni degli elementi
dei gruppi principali
e configurazioni
elettroniche dei gas
nobili





Il numero di ossidazione (N.O.)

Qualunque sia il tipo di legame, **un atomo che fa parte di un composto non ha lo stesso intorno di elettroni che ha quando è allo stato di atomo libero.**

In passato, la capacità di un elemento a reagire formando composti veniva indicata con il termine “**valenza**”, determinata considerando il numero di legami che esso poteva formare con atomi di idrogeno:



Il concetto di valenza non si utilizza praticamente più, al suo posto è stato introdotto il concetto di numero di ossidazione, legato alla struttura elettronica della specie considerata.

Si definisce **NUMERO DI OSSIDAZIONE (N.O.)** di un certo elemento la carica elettrica effettiva che quell' elemento ha in un composto in cui compare come ione oppure, in un composto con legami covalenti, la carica che l'elemento assume se si contano gli elettroni condivisi (elettroni di legame) nel seguente modo: gli elettroni di legame tra due atomi diversi (A-B) sono assegnati all'atomo più elettronegativo, mentre quelli condivisi tra atomi di elementi uguali sono divisi in parte tra i due.

Il numero di ossidazione può essere **POSITIVO** (atomo che ha ceduto e^-) o **NEGATIVO** (atomo che ha acquistato e^-) e solitamente è un **NUMERO INTERO**, anche se in alcuni casi può essere frazionario.





Regole pratiche per la determinazione del N.O.

- Tutte le sostanze elementari allo stato metallico (e.g., Li, Mg, Au,) o molecolare (e.g., N in N_2 , O in O_2 e O_3 , P in P_4 , S in S_8) hanno N.O. uguale a 0.
- In un composto NEUTRO la somma delle cariche è 0.
- In uno ione il N.O. è uguale alla sua carica (e.g., H^+ , Br^-) o alla somma delle cariche è pari alla carica dello ione (e.g., per SO_4^{2-} la somma algebrica deve essere -2).
- In una reazione chimica, la somma dei N.O. di tutti i partecipanti dev'essere 0 (vedi REDOX).

Metalli ALCALINI (gruppo 1): +1

Li^+ , Na^+ , K^+ ...

Metalli ALCALINO-TERROSI (gr. 2): +2

Mg^{2+} , Ca^{2+} ...

Gruppi 3 e 13: +3

Al_2O_3 , BH_3 ...

Gruppi 4: +4 (Ti: +4 +3)

IDROGENO (H): +1

-1 idruri metallici

H_2O , HCl ...

LiH , AlH_3 ...

ALOGENI (Cl, Br): -1 +1 +3 +5 +7
(I): -1 +1 +5 +7
(F): -1

HCl , Cl_2O_3 ...

Anche i N.O. variano con periodicità, infatti dipendono dalla configurazione elettronica.

Alcuni elementi hanno un unico N.O.; i metalli di transizione ed i non metalli avendo più elettroni a disposizione per formare legami, possono formare composti diversi e, quindi, assumere più di un N.O. (*questione di stabilità elettronica*)

OSSIGENO (O): -2

-1 perossidi

-1/2 superossidi

+2 composto con F

Fe_2O_3 , CaO ...

H_2O_2 , Na_2O_2 ...

KO_2 , CsO_2 ...

OF_2

CARBONIO (C): +2

+4

AZOTO (N): +1 +2 -3 +3 +4 +5

CROMO (Cr): +2 +3 +6

• Gruppo IB: Cu: +1 +2

Ag: +1

Au: +1 +3

• Gruppo IVB: C: -4 +2 +4

Si: -4 +4

Ge, Sn, Pb: +2 +4

• Gruppo VB : N: -3 +1 +2 +3 +4 +5
P, As, Sb: -3 +3 +5

• Gruppo VIII: Fe: +2 +3

Co: +2 +3

Ni: +2 +3

• Gruppo VIB S, Se, Te: -2 +4 +6



NOMENCLATURA dei composti inorganici

è **INDISPENSABILE** poter dare un **NOME** ad ogni composto chimico,
in modo da poterlo identificare senza ambiguità

esiste un ORGANISMO INTERNAZIONALE, la **IUPAC**, che si occupa di
definire delle REGOLE per dare il nome ai COMPOSTI CHIMICI

MA:

le regole di nomenclatura sono cambiate con il passare degli anni e con la scoperta
di sempre nuovi composti, in particolare ci sono **3 METODI DI NOMENCLATURA**
COMUNEMENTE USATI.

SUDDIVISIONE GENERALE DEI COMPOSTI

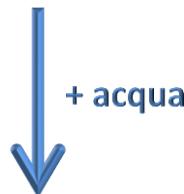
ELEMENTI



METALLI



OSSIDI BASICI



IDROSSIDI

(proprietà basiche)

NON METALLI



OSSIDI ACIDI
(ANIDRIDIDI)



OSSIACIDI

(proprietà acide)

PEROSSIDI

composti in cui O è -1

IDRACIDI

acidi binari (alogeni o zolfo + H)

IDRURI

composti binari con l'H

SALI

parte metallica (+)

+

parte non metallica (-)





NOMENCLATURA DEGLI OSSIDI

L'**ossigeno** è in tutti i suoi **composti binari** l'elemento più elettronegativo (**salvo che in OF₂ !!**) ed i suoi composti binari prendono il nome di **ossidi**. Conviene distinguere, per le loro diverse proprietà, quelli che si formano tra ossigeno e metalli (**ossidi basici**) da quelli che si formano tra ossigeno ed atomi non metallici (**ossidi acidi**).

nella formula si scrive PRIMA l'elemento, POI l'ossigeno..



... ma quando diamo il nome si dice PRIMA ossido POI l'elemento:

OSSIDO di CALCIO

REGOLA GENERALE PER TUTTA LA NOMENCLATURA:

qualunque sia il composto si scrive prima l'elemento meno elettronegativo, poi l'elemento più elettronegativo

(for dummies: si scrive prima l'elemento più a sinistra della tavola periodica, poi quello più a destra... tranne alcuni casi per H)





Ossidi dei metalli (ossidi basici)

Sono composti binari di formula generale M_nO_m e sono dati dall'ossigeno con i metalli dei gruppi I e II e con i metalli di transizione nei loro stati di ossidazione più bassi. A temperatura e pressione ambiente sono dei solidi. Si ottengono per reazione diretta tra il metallo e l'ossigeno. La formula dell'ossido è determinata dalla carica dello ione positivo.

M_2O	se il catione è M^+	es. Na_2O	ossido di sodio
MO	se il catione è M^{2+}	es. CaO	ossido di calcio
M_2O_3	se il catione è M^{3+}	es. Fe_2O_3	ossido di Fe (III)
MO_2	se il catione è M^{4+}	es. ZrO_2	ossido di zirconio (IV)

Il N.O. dell'ossigeno negli ossidi è -2. I vari metalli presentano N.O. diversi nei confronti dell'ossigeno, ma sempre positivi, alcuni metalli ne hanno solo uno, altri ne hanno 2 o più.

Esempi:

Na, Li, K = N.O. +1

Ca, Ba, Mg = N.O. +2

Fe, Co = N.O. +2, +3

Cu = N.O. +1,+2

Elementi	Formula	Tradizionale	IUPAC	Stock
Na (I) O (II)	Na_2O	Ossido di sodio	Ossido di <i>disodio</i>	
K (I) O (II)	K_2O	Ossido di potassio	Ossido di <i>dipotassio</i>	
Ca (II) O (II)	CaO	Ossido di calcio	Ossido di calcio	
Fe (II) O (II)	FeO	Ossido ferroso	Ossido di ferro	Oss. di ferro (II)
Fe (III) O (II)	Fe_2O_3	Ossido ferrico	Triossido di <i>diferro</i>	Oss. di ferro (III)
Cu (I) O (II)	Cu_2O	Ossido rameoso	Ossido di <i>dirame</i>	Oss. di rame (I)
Cu(II) O (II)	CuO	Ossido rameico	Ossido di rame	Oss. di rame (II)
Sn (IV) O (II)	SnO_2	Ossido stannico	<i>Di</i> ossido di stagno	Oss. di stagno (I)
Sn (II) O (II)	SnO	Ossido stannoso	Ossido di stagno	Oss. di stagno (II)





Ossidi dei non metalli (ossidi acidi o anidridi)

Gli ossidi acidi sono dei composti binari (elemento + ossigeno) di formula generale X_nO_m . Ogni elemento non metallico forma, in generale, più di un ossido. Questi ossidi sono di natura covalente poiché la differenza di elettronegatività con l'O è bassa. Si inseriscono in questa categoria anche gli ossidi dei metalli di transizione nei loro alti N.O. (indicativamente 5,6,7). Vengono detti ossidi acidi, mentre un tempo venivano chiamati anidridi.

Il **N.O.** dell'**ossigeno** è **-2**. I vari **non metalli** presentano **N.O. diversi** nei confronti dell'ossigeno, alcuni metalli ne hanno solo uno, altri ne hanno 2 o più.

Esempi

C = N.O. +2, +4

S = +4, +6

N = +1, +2, +3, +4, +5

Cl = +1, +3, +5, +7

P = +3, +5

Elementi		Formula	Tradizionale	IUPAC	Stock
C (II)	O (II)	C_2O_2	CO	Anidride carboniosa	oss. di carbonio
C (IV)	O (II)	C_2O_4	CO_2	Anidride carbonica	bioss. di carbonio
S (IV)	O (II)	S_2O_4	SO_2	anidride solforosa	bioss. di zolfo
S (VI)	O (II)	S_2O_6	SO_3	anidride solforica	trioss. di zolfo
Cl (I)	O (II)	Cl_2O_1	Cl_2O	Anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
Cl (III)	O (II)		Cl_2O_3	Anidride clorosa	triossido di dicloro
Cl (V)	O (II)		Cl_2O_5	Anidride clorica	pentaossido di dicloro
Cl (VII)	O (II)		Cl_2O_7	Anidride perclorica	eptaossido di dicloro
P(III)	O(II)		P_2O_3	Anidride fosforosa	triossido di difosforo
P(V)	O(II)		P_2O_5	Anidride fosforica	pentossido di difosforo

Eccezioni: elementi di transizione, anfoteri (a bassi N.O. si comportano come ossidi basici, ad alti N.O. si comportano come ossidi acidi).





SE SI DEVE IDENTIFICARE UN COMPOSTO IN PARTICOLARE, es: FeO, NON BASTA DIRE “OSSIDO DI FERRO”, INFATTI NE ESISTONO DUE. SERVONO ALTRE REGOLE:

METODO I (ufficiale IUPAC)

si mettono dei **prefissi davanti al nome dell'elemento** e ad ossido per indicare il **numero di atomi di elemento** e ossigeno presenti nella formula

1	(mono)-	6	esa-
2	di-	7	epta-
3	tri-	8	otta-
4	tetra-	...	etc

METODO II (di STOCK)

dopo il nome del composto (ossido di ...) si aggiunge fra parentesi il **numero di ossidazione dell'elemento**

METODO III (prefissi e suffissi)

si usa una combinazione di prefissi e suffissi per indicare il numero di ossidazione dell'elemento

+

num di oss.
elemento

-

per-		-ico
nome	-ico	
elemento	-oso	
ipo-		-oso

quattro num di oss.

un solo num di oss.

solo due num. di oss

con il *metodo III* gli ossidi di non metalli si chiamano **ANIDRIDIDI**

i composti più comuni hanno **NOMI RITENUTI**, che non seguono nessuna regola

es: H_2O ACQUA

NH_3 AMMONIACA





Esempi di nomenclatura di ossidi

FORMULA OSSIDO	numero di ossidazione elemento	metodo I IUPAC	metodo II STOCK	metodo III PREFISSI/SUFFISSI
Na_2O	$\text{Na}:+1$	(mon)ossido di disodio	ossido di sodio	ossido di sodio (ossido sodico)
FeO	$\text{Fe}:+2,+3$	(mon)ossido di (mono)ferro	ossido di ferro (II)	ossido ferroso
Fe_2O_3	$\text{Fe}:+2,+3$	trirossido di diferro	ossido di ferro (III)	ossido ferrico
Cl_2O	$\text{Cl}:+1,+3,+5,+7$	ossido di dicloro	ossido di cloro (I)	anidride ipoclorosa
Cl_2O_3	$\text{Cl}:+1,+3,+5,+7$	trirossido di dicloro	ossido di cloro (III)	anidride clorosa
Cl_2O_5	$\text{Cl}:+1,+3,+5,+7$	pentaossido di dicloro	ossido di cloro (V)	anidride clorica
Cl_2O_7	$\text{Cl}:+1,+3,+5,+7$	eptaossido di dicloro	ossido di cloro (VII)	anidride perclorica





Esempi di nomenclatura di ossidi

FORMULA OSSIDO	numero di ossidazione elemento	metodo I IUPAC	metodo II STOCK	metodo III PREFISSI/SUFISSI
SnO	Sn: +2, +4	monossido di (mono)stagno	ossido di stagno(II)	ossido stannoso
SnO ₂	Sn: +2, +4	diossido di (mono)stagno	ossido di stagno (IV)	ossido stannico
CO	C: +2, +4	monossido di carbonio		anidride carboniosa
CO ₂	C: +2, +4	diossido di carbonio		anidride carbonica
Cu ₂ O	Cu: +1, +2	monossido di dirame	ossido di rame (I)	ossido rameoso
CuO	Cu: +1, +2	monossido di monorame	ossido di rame (II)	ossido rameico
CaO	Ca: +2	ossido di calcio		





Esempi di nomenclatura di ossidi

**Attenzione nel
caso
dell'azoto:**

N (I)	O (II)	N ₂ O	N₂O	protossido di azoto	oss. di diazoto
N (II)	O (II)	N ₂ O ₂	NO	ossido di azoto	oss. di azoto
N (III)	O (II)	N ₂ O ₃	N₂O₃	anidride nitrosa	<i>triossido di diazoto</i>
N (IV)	O (II)	N ₂ O ₄	NO₂	anidride nitroso-nitrica	<i>biossalido di azoto</i>
N(V)	O (II)	N ₂ O ₅	N₂O₅	Anidride <i>nitrica</i>	pentossalido di diazoto

Il cromo e il manganese presentano più valenze nei confronti dell'ossigeno:

Cr= II,III,VI

Mn=II,III, IV,VI,VII

**Eccezioni: Cr e Mn,
comportamento
anfotero**

A basse valenze si comportano come ossidi basici

Ad alte valenze si comportano come ossidi acidi(anidridi).

Questa caratteristica rende l'elemento **anfotero**.

Cr (II)	O (II)	Cr ₂ O ₂	CrO	ossido cromoso	ossido di cromo
Cr (III)	O (II)	Cr ₂ O ₃	Cr₂O₃	ossido cromico	<i>trirossido di dicromo</i>
Cr (VI)	O (II)	Cr ₂ O ₆	CrO₃	anidride cromica	<i>trirossido di cromo</i>
Mn(II)	O (II)	Mn ₂ O ₂	MnO	ossido manganoso	<i>ossido di manganese</i>
Mn (III)	O (II)	Mn ₂ O ₃	Mn₂O₃	ossido manganico	trirossido di dimanganese
Mn(IV)	O (II)	Mn ₂ O ₄	MnO₂	biossalido di manganese	<i>biossalido di manganese</i>
Mn (VI)	O (II)	Mn ₂ O ₆	MnO₃	anidride manganica	trirossido di manganese (INSTABILE)
Mn (VII)O (II)		Mn ₂ O ₇	Mn₂O₇	anidride permanganica	eptaossalido di dimanganese

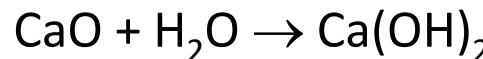


NOMENCLATURA dei COMPOSTI TERNARI

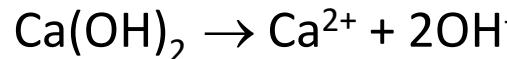
Gli idrossidi

Si dicono idrossidi i **composti ternari in cui idrogeno e ossigeno sono associati ad un metallo** (del I o II gruppo od un metallo di transizione in un basso stato di ossidazione). Sono **composti ionici** formati dallo **ione positivo del metallo** e dallo **ione OH⁻ (ione idrossido o ossidrile)**.

Si formano per reazione di addizione di acqua ad un ossido metallico (cioè ad un ossido basico).



Molti idrossidi sono solubili in acqua e liberano in soluzione gli ioni di cui sono costituiti:



Le sostanze che in acqua sono in grado di liberare ioni OH⁻ sono dette **basi** (*per questo ragione gli ossidi da cui si ottengono gli idrossidi sono detti basici*).



Si scrivono premettendo il metallo seguito da tanti gruppi OH quanto è il numero di ossidazione del metallo, nella sequenza metallo-ione idrossido.

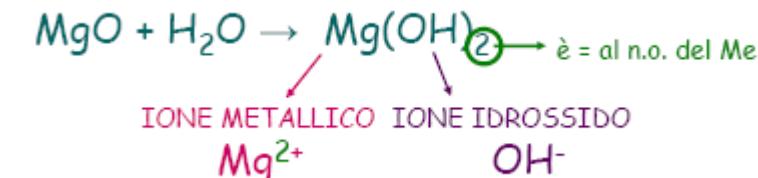
Formula generale: **M(OH)_m**

M = metallo

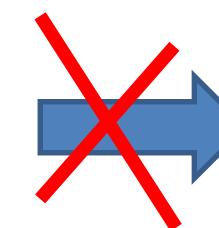
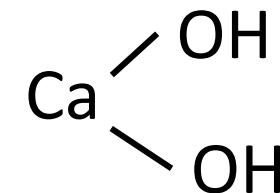
O = ossigeno

H = idrogeno

m = n.o. del metallo



- il numero di ossidazione del gruppo (OH) è pari a -1
- (OH) indica un ossigeno legato a un idrogeno, è da considerarsi come un'unica entità e va messo fra parentesi



Nom. TRAD

NaOH	idrossido di sodio (soda caustica)
KOH	idrossido di potassio
Mg(OH)_2	idrossido di magnesio
Al(OH)_3	idrossido di alluminio
Fe(OH)_2	idrossido feroso
Fe(OH)_3	idrossido ferrico
Sn(OH)_2	idrossido stannoso
Sn(OH)_4	idrossido stannico

Nom. IUPAC

idrossido di sodio
idrossido di potassio
diidrossido di magnesio
triidrossido di alluminio
diidrossido di ferro
triidrossido di ferro
diidrossido di stagno
tetraidrossido di stagno

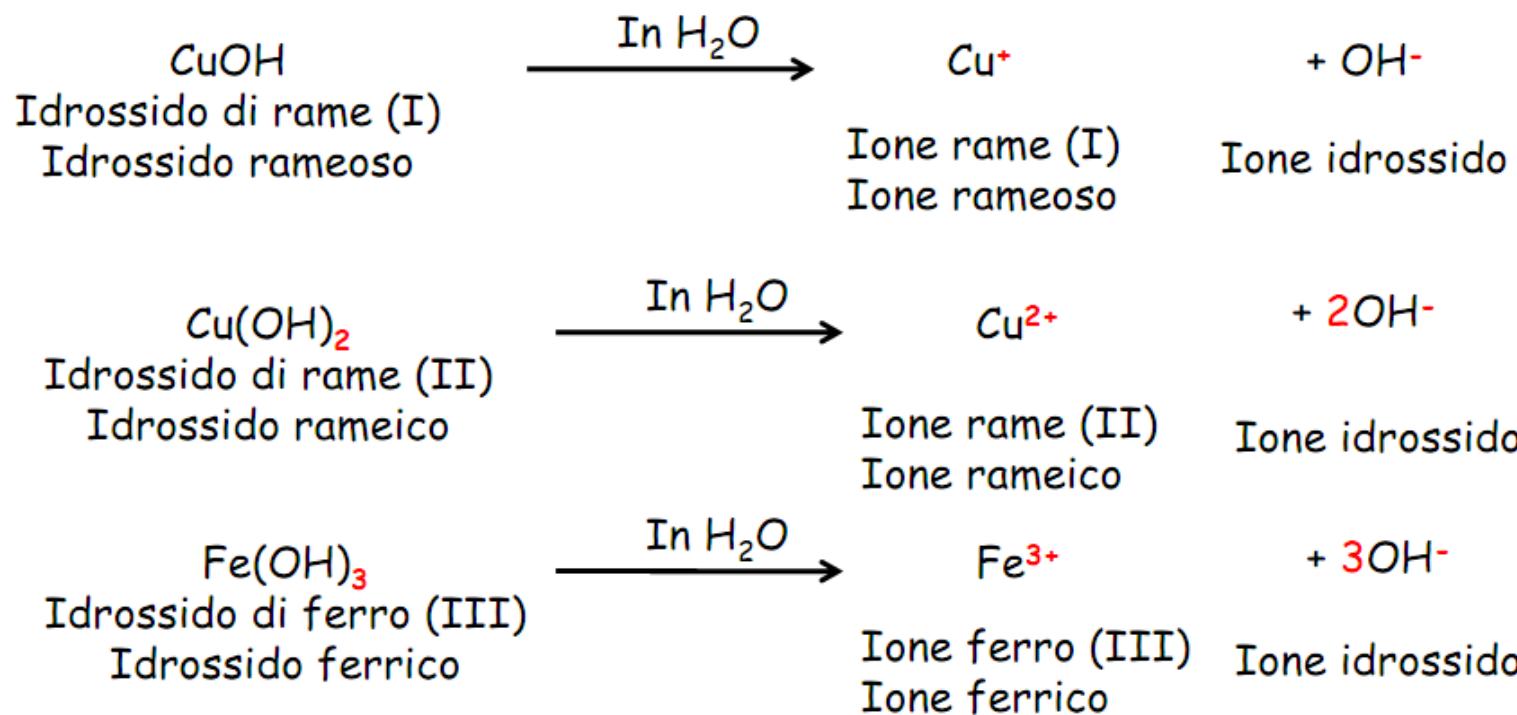
Stock

idrossido di Fe(II)
idrossido di Fe(III)



Gli IDROSSIDI, come molti composti neutri, possono DISSOCIARSI in IONI

- la somma delle cariche di tutti gli ioni ottenuti dalla dissociazione di un composto neutro è pari a zero
- la carica del CATIONE METALLICO coincide col suo NUMERO di OSSIDAZIONE
- l'anione OH⁻ è l'anione idrossido, ed è la causa del carattere BASICO degli idrossidi



Gli ossiacidi

Sono **composti ternari** formati da **idrogeno, ossigeno** ed un **non metallo** (o un **metallo di transizione in un alto stato di ossidazione**).

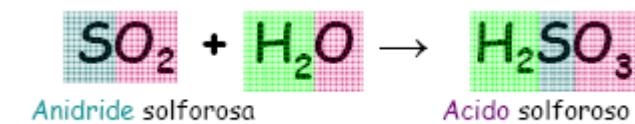
Gli ossiacidi sono solubili in H_2O dove danno luogo alla formazione di ioni (ciò è dovuto alla polarità dei legami). In H_2O si rompe il legame O-H e si liberano ioni H^+ che si associano alle molecole di acqua per dare H_3O^+ . Le sostanze che in H_2O si comportano così si chiamano **acidi**.

Formula generale: H_nXO_m

X = non metallo

O = ossigeno

H = idrogeno



- Si generano dalle anidridi (ossidi acidi) per reazione con l'acqua.
- Il numero di atomi si ricava dalla somma degli atomi contenuti in una molecola di ossido acido più quelli contenuti in una molecola d'acqua.
- Nella nom. TRAD : scrivere la parola “acido” seguito dalla radice del nome del non metallo più la desinenza –oso e –ico a seconda della valenza più alta o più bassa del non metallo.
- Nella nom. IUPAC: uso il suffisso **-ico** per tutti, anteposto al nome del non metallo c’è il numero di atomi di ossigeno





	TRAD	IUPAC
H_2CO_3	acido carbonico	acido triossocarbonico
H_2SO_3	acido solforoso	acido triossosolforico
H_2SO_4	acido solforico	acido tetraossosolforico
HClO	acido ipocloroso	acido ossoclorico
HClO_2	acido cloroso	acido diossoclorico
HClO_3	acido clorico	acido triossoclorico
HClO_4	acido perclorico	acido tetraossoclorico

Attenzione per l'azoto!

Solo N_2O_3 (anidride nitrosa) e N_2O_5 (anidride nitrica) danno degli ossoacidi per addizione di una molecola d'acqua .



acido diossonitrico)



acido triossonitrico)

Attenzione per il FOSFORO !

L'anidride fosforosa addiziona tre molecole di acqua dando l'acido fosforoso.

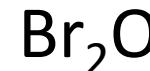
L'anidride fosforica può addizionare sia 1 che 2 che 3 molecole d'acqua per cui gli acidi corrispondenti si chiamano ortofosforico (addizione 3 molecole d'acqua), pirofosforico (addizione di 2 H_2O), metafosforico (addizione di 1 H_2O).





ESERCIZI

ossido di litio



ossido piombico



Diossido di silicio



idrossido d'argento

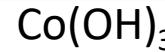
ossido di bario

ossido di cesio



ione idrossido





idrossido di cobalto (III)



diossido d'azoto

ossido di litio



triossido di dialuminio

allumina



diossido di zolfo

anidride solforosa

ossido di cesio



monossido di piombo

ossido di Pb (II)



ammoniaca



monossido di dibromo
anidride ipobromosa



eptaossido di diiodio
anidride periodica

diossido di silicio



silice

idrossido d'argento



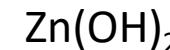
monossido di diazoto

ione idrossido



triossido di zolfo
anidride solforica

ossido di bario



idrossido di zinco



ossido di magnesio



I PEROSSIDI

Sono composti in cui il N.O. dell'ossigeno è -1 (unico caso!).

Non sono molto diffusi e sono caratterizzati dal gruppo:



chiamato gruppo perossidico con due atomi di ossigeno legati fra di loro.

Nella nomenclatura tradizionale: parola “perossido” seguita dalla preposizione “di” e dal nome dell’elemento.

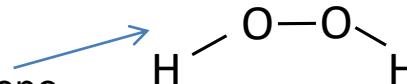
Il più importante è il perossido di idrogeno ossia l’acqua ossigenata.

- **Esempio**

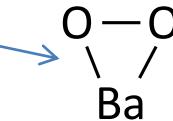
-

H_2O_2
 Na_2O_2
 BaO_2
 CaO_2

Nom. TRAD
perossido di idrogeno
perossido di sodio
perossido di bario
perossido di calcio



nom. IUPAC
birossido di diidrogeno
birossido di disodio
birossido di bario
birossido di calcio





COMPOSTI CON L'IDROGENO: IDRACIDI

Nella molecola non compare l'ossigeno. I più importanti sono quelli con gli alogeni (Cl, Br, I, F) e lo zolfo, i quali formano composti binari con l'idrogeno con caratteristiche acide, gli idracidi. Sono composti binari di formula H_mX_n , dove:

X=alogeno o zolfo, H=idrogeno, m = N.O. dell'halogeno o dello zolfo, n = N.O. dell'idrogeno.

Negli idracidi il N.O. dell'halogeno è sempre **-1**, il N.O. dello zolfo è **-2**, il N.O. dell'idrogeno è sempre **+1**

Per scrivere la formula dell'idracido si scrive prima il simbolo dell'idrogeno e poi quello dell'elemento. Si mette poi in pedice all'idrogeno la valenza dell'elemento, e in pedice all'elemento la valenza dell'idrogeno.

Nomenclatura tradizionale

Parola “acido” + radice dell’elemento + suffisso **-idrico**

Nomenclatura IUPAC

Radice dell’elemento + suffisso **-uro** segue la parola “di idrogeno”

- **Esempi:**

	Nom. TRAD	nom. IUPAC
HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
HI	acido iodidrico	ioduro di idrogeno
HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
H_2S	acido solfidrico	solfuro di <i>idrogeno</i>

Ricordarsi anche l’acido cianidrico (cianuro di idrogeno) che ha formula **HCN**.





COMPOSTI CON L'IDROGENO: IDRURI

Se abbiamo: metallo+idrogeno allora si parla di **Idruri salini**.

Se abbiamo non metallo+idrogeno allora si parla di **idruri covalenti**.

La formula di un **idruro salino** è M_nH_m dove: M = metallo, H = idrogeno, n = N.O. dell'idrogeno (**sempre -1**), m = N.O. del metallo (**sempre +**).

Nella nomenclatura trad. si legge il nome “idruro” seguito dalla preposizione “di” e poi il nome del metallo.

- **Esempi**

	Nom. TRAD	Nom. IUPAC
NaH	idruro di sodio	idruro di sodio
KH	idruro di potassio	idruro di potassio
AlH ₃	idruro di alluminio	<i>tr</i> idruro di alluminio

La formula di un **idruro covalente** è X_nH_m dove X= non metallo o semimetallo (Si, Ge), H=idrogeno, n=N.O. dell'idrogeno (sempre I), m= N.O. del non metallo(quasi sempre III o IV)

Nella nomenclatura trad. gli idruri covalenti hanno spesso nomi ritenuti

	Nom. TRAD	Nom. IUPAC
PH ₃	fosfina	triidruro di fosforo
NH ₃	ammoniaca	triidruro di azoto
AsH ₃	arsina	triidruro di arsenico
CH ₄	metano	tetraidruro di carbonio
SiH ₄	silano	tetraidruro di silicio





Ioni positivi: CATIONI

Si scrivono **ponendo in alto a destra del simbolo dell'elemento un numero di cariche positive uguali al numero di ossidazione del metallo.**

Nome: si premette la parola **IONE** seguita dal nome del metallo accompagnato dal suffisso **-OSO** o **-ICO** per indicare il n.o. più basso o più alto.

1	K^+	ione potassio
2	Fe^{2+}	ione ferroso
3	Fe^{3+}	ione ferrico
2	Sn^{2+}	ione stannoso
4	Sn^{4+}	ione stannico
2	Cu^{2+}	ione rameico
2	Pb^{2+}	ione piomboso

H^+ prende il nome di **ione idrogeno**



Questo ione si addiziona a molecole come:

- acqua
- ammoniaca
- fosfina

dando degli IONI POSITIVI che vengono denominati con il suffisso **-onio**:

- | | |
|----------|---------------|
| H_3O^+ | ione OSSONIO |
| NH_4^+ | ione AMMONIO |
| PH_4^+ | ione FOSFONIO |

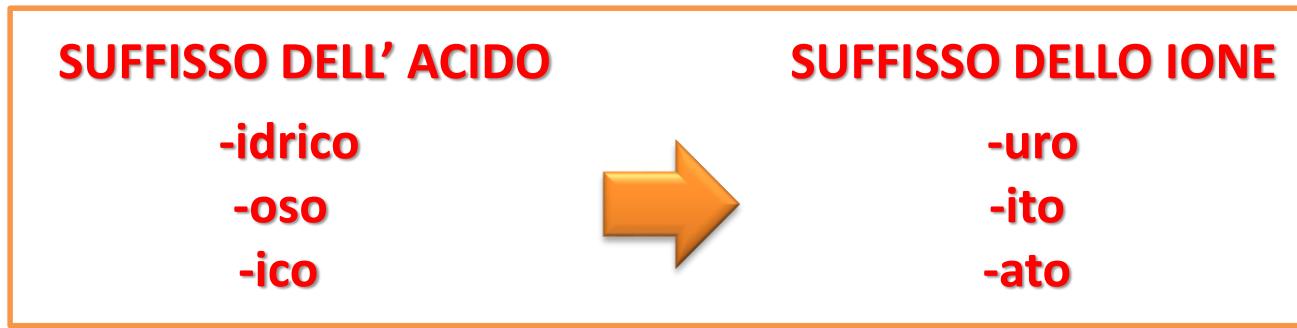




Ioni negativi: ANIONI

Ioni negativi si ottengono dagli acidi togliendo gli atomi di idrogeno e ponendo tante cariche negative quanti sono gli idrogeni che sono stati tolti.

Nome: la parola IONE seguita dal nome del non metallo in cui al posto dei suffissi -idrico, -oso e -ico, sono stati posti rispettivamente i suffissi, -uro, -ito e -ato.



ACIDO

HCl	Acido cloridrico
H ₂ S	Acido solfidrico
HNO ₂	Acido nitroso
HNO ₃	Acido nitrico
H ₂ SO ₄	Acido solforico
H ₃ PO ₄	Acido ortofosforico
H ₄ As ₂ O ₇	Acido piroarsenico

IONE NEGATIVO

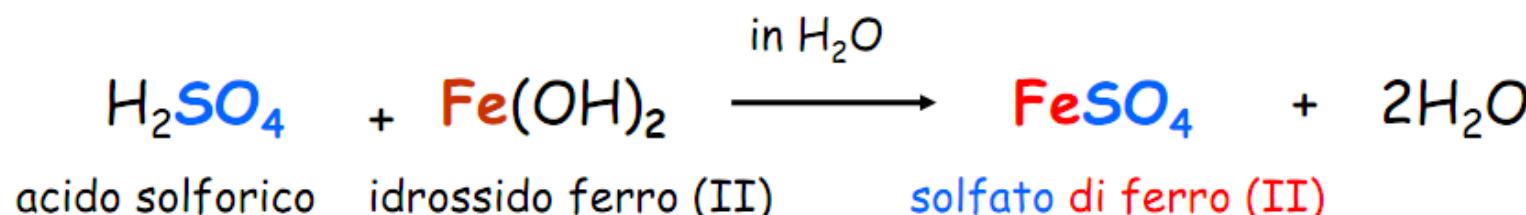
Cl ⁻	ione cloruro
S ²⁻	ione solfuro
NO ₂ ⁻	ione nitrito
NO ₃ ⁻	ione nitrato
SO ₄ ²⁻	ione solfato
PO ₄ ³⁻	ione ortofosfato
As ₂ O ₇ ⁴⁻	ione piroarseniato



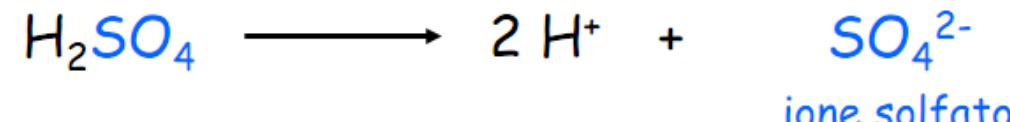


NOMENCLATURA dei SALI

Quando un ACIDO reagisce con una BASE otteniamo un
SALE



• l'acido si dissocia



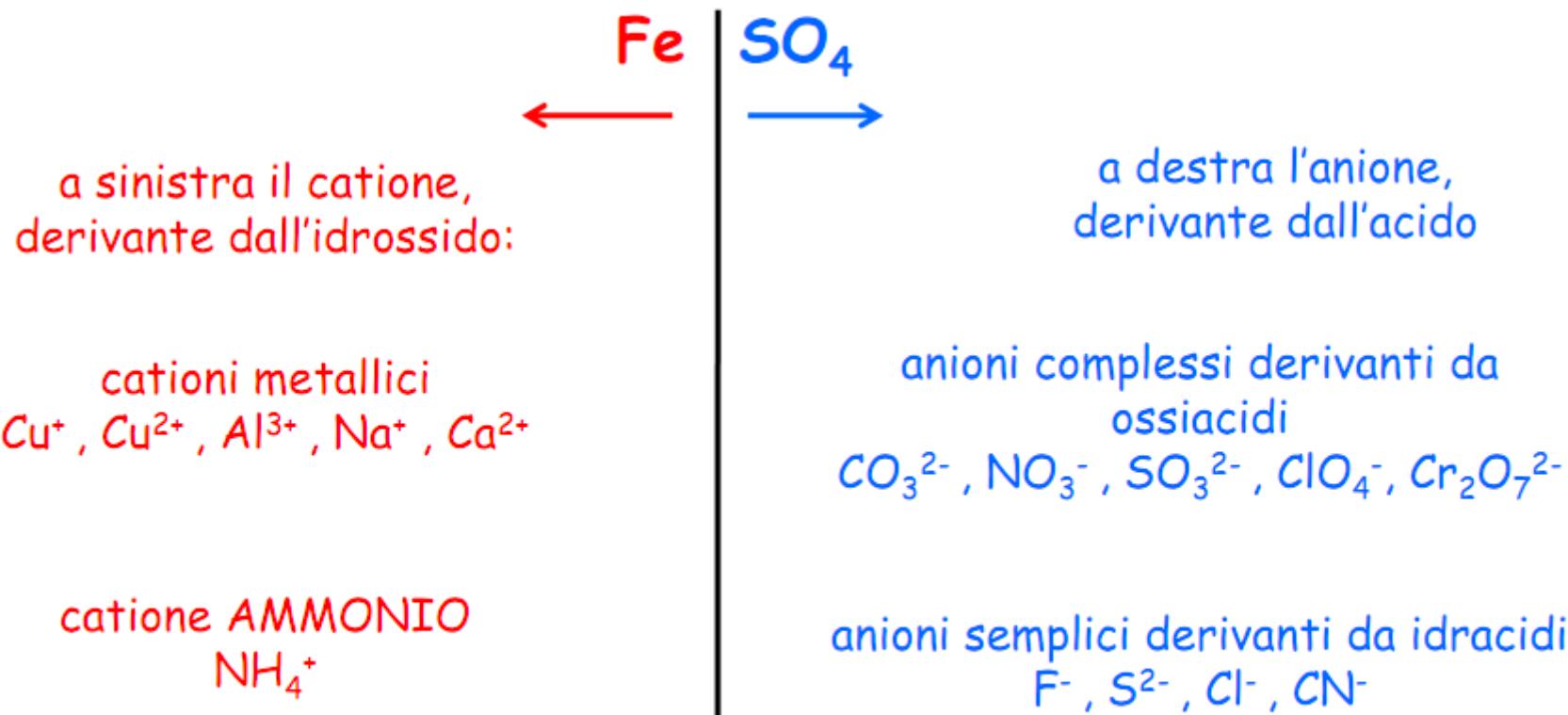
• l'idrossido si dissocia



• Lo ione ferro e lo ione solfato si attraggono e formano il sale
Lo ione OH^- e lo ione H^+ si uniscono a formare molecole d'acqua



IN GENERALE, NEI SALI:



- il catione e l'anione si uniscono in modo da formare un **COMPOSTO NEUTRO**

nome del SALE: NOME ANIONE + NOME CATIONE





NOMENCLATURA dei SALI

Possiamo avere sali binari e ternari:

SALI BINARI

Un sale è composto da una **parte metallica costituita da ioni positivi** (derivante ad es. da un idrossido) e da una **parte non metallica costituita da ioni negativi** (derivante da un idracido). Per scrivere la **formula** di questi composti si pone **prima il metallo e quindi lo ione dell'acido**; si dà poi come **indice al metallo il N.O. dello ione dell'acido e allo ione dell'acido il N.O. del metallo**.

ESEMPIO

CuCl Cloruro di rame (I), cloruro rameoso

Il nome di un sale si costruisce così:

-prima la parte non metallica con gli stessi prefissi e suffissi visti per i radicali degli acidi (ioni) per cui:

idrico diventa uro

oso diventa ito

ico diventa ato

-poi la parte metallica coi suffissi –oso e –ico a seconda del N.O. del metallo.

SALI TERNARI

Si formano per reazioni di un **ossoacido (idracido) con una base (idrossido)**.

Per scrivere la **formula** di questi composti si pone **prima il metallo e quindi l'anione dell'acido**; si dà poi come **indice al metallo il N.O. dello ione dell'acido e allo ione dell'acido il N.O. del metallo**.

ESEMPIO

FeSO₄ Solfato di ferro (II), sulfato ferrooso





NOMENCLATURA dei SALI



L'argento ha solo n.ox. = +1 e può formare solo un catione carico +1

Ag^+ , catione ARGENTO

l'anione deriva dall'acido cloridrico, HCl
l'anione è carico -1

Cl^- , anione CLORURO

CLORURO D'ARGENTO



il calcio ha solo n.ox= +2 e forma solo un catione carico +2

Ca^{2+} , catione CALCIO

l'anione deriva dall'acido fosforico, H_3PO_4
ha tre protone, l'anione è carico -3

PO_4^{3-} , anione FOSFATO

FOSFATO di CALCIO





IONE NEG	IONE POS		SALE
Cl^-	Ca^{2+}	CaCl_2	CaCl_2
NO_2^-	Al^{3+}	$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$	$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$
SO_4^{2-}	Sn^{4+}	$\text{Sn}_2(\text{SO}_4)_4$	$\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$
CO_3^{2-}	Fe^{3+}	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
S^{2-}	Zn^{2+}	Zn_2S_2	ZnS
PO_4^{3-}	Sn^{2+}	$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$	$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$
ClO_4^-	Ba^{2+}	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$	$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$
SO_3^{2-}	Cu^+	$\text{Cu}_2(\text{SO}_3)_1$	Cu_2SO_3
NO_3^-	Pb^{2+}	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
BO_3^{3-}	K^+	$\text{K}_3(\text{BO}_3)_1$	K_3BO_3

SALE	NOME TRAD	NOME IUPAC
CaCl_2	Cloruro di calcio	Dicloruro di calcio
$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$	Nitrito di alluminio	Tri-biossonitrato di alluminio
$\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$	Solfato stannico	di-tetraossosolfato di stagno (IV)
$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	Carbonato ferrico	Tri-triossocarbonato di ferro (III)
ZnS	Solfuro di zinco	Solfuro di zinco
$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$	Ortofosfato stannoso	Bi-tetraossofosfato di stagno (II)
$\text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato di bario	Bi-tetraossoclorato di bario
Cu_2SO_3	Solfito rameoso	Trissosolfato di rame (I)
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato piomboso	Bi-triossonitrato di piombo (II)
K_3BO_3	Orto Borato di potassio	Triossoborato di potassio





SALI ACIDI

I sali acidi si ottengono **sostituendo parzialmente con metalli gli atomi di idrogeno di un ossiacido**. Questi composti si denominano nello stesso modo degli altri sali, ma **si interpone il nome acido (con suffisso bi- tri-, se necessario)**.

NB: suffisso **-bi** per i sali acidi dell'acido carbonico, solforico e solforoso

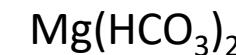
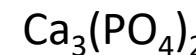
ACIDO	IONE NEG	IONE POS	SALE	NOME
H_3PO_4	HPO_4^{2-}	K^+	K_2HPO_4	Ortofosfato monoacido di potassio; monoidrogeno ortofosfato di potassio
H_3PO_4	H_2PO_4^-	Sn^{2+}	$\text{Sn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	Ortofosfato biacido stannoso o diidrogeno ortofosfato stannoso
H_2SO_4	HSO_4^-	K^+	KHSO_4	Bisolfato di potassio o idrogeno sulfato di potassio
H_2SO_3	HSO_3^-	Ca^{2+}	$\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$	bisolfito di calcio o idrogeno solfito di calcio
H_2CO_3	HCO_3^-	Na^+	NaHCO_3	Bicarbonato di sodio o idrogeno carbonato di sodio





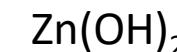
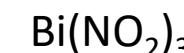
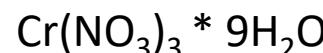
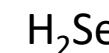
ESERCIZI

carbonato di calcio



cloruro d'argento

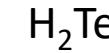
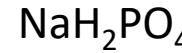
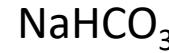
solfato d'argento



solfato rameico pentaidrato



nitrato rameoso





carbonato di calcio CaCO_3	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ fosfato di calcio	$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ carbonato acido di magnesio
CaHPO_3 fosfito acido di calcio	cloruro d'argento AgCl	solfato d'argento Ag_2SO_4
PCl_3 cloruro di fosforo (III)	CaCrO_4 cromato di calcio	H_2Se acido selenidrico
$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ nitrato di cromo (III) nonaidrato	BeCl_2 cloruro di berillio	$\text{Bi}(\text{NO}_2)_3$ nitrito di bismuto (III)
NaMnO_4 permanganato di sodio	KHSO_3 solfato acido di potassio	$\text{Zn}(\text{OH})_2$ idrossido di zinco
HgF_2 fluoruro di mercurio (II)	solfato rameico pentaaidrato $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	NaClO ipoclorito di sodio (candeggina)
$\text{Co}(\text{OH})_3$ idrossido di cobalto (III)	PbCr_2O_7 dicromato piomboso	nitrato rameoso CuNO_3
NaHCO_3 carbonato acido di sodio	NaH_2PO_4 fosfato biacido di sodio	H_2Te acido telluridrico

