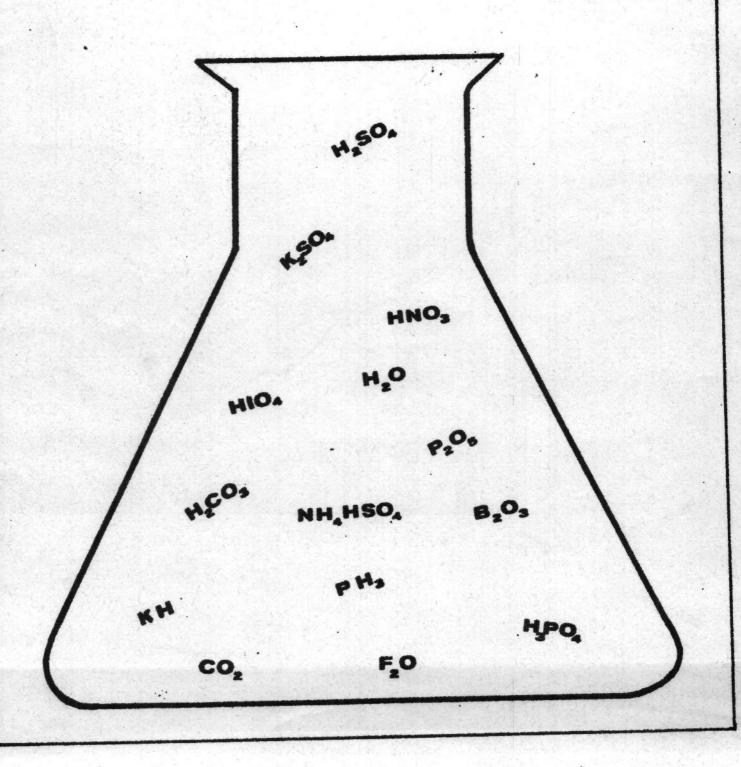
PROF. ROBERTO BISCEGLIA

NOTE DI NOMENCLATURA CHIMICA INORGANICA



LA NOMENCLATURA CHIMICA

Per nomenclatura chimica si intende un sistema convenzionale ed universale, fatto di simboli e formule, che permetta una rapida e precisa definizione di tutte le sostanze e di tutti i composti chimici.

L'uso di tali simboli e formule permette, inoltre, di descrivere, in ogni dettaglio qualitativo e quantitativo, tutte le reazioni della chimica inorganica, della chimica organica e della biochimica.

La nomenclatura delle sostanze chimiche e dei composti è stata, negli ultimi anni, completamente riformata rispetto a quella tradizionale.

La nomenclatura moderna, approvata dalla <u>IUPAC</u> (International Union of Pure and Applied Chemistry), ha il pregio di essere molto razionale e pratica; tuttavia la nomenclatura tradizionale è ormai talmente radicata nella pratica chimica e in molti testi italiani, per cui si ritiene di considerarle entrambe.

NOMENCLATURA DELLE SOSTANZE SEMPLICI

La nomenclatura delle sostanze chimiche semplici, gli <u>elementi</u>, coincide con il simbolo ad essi attribuito.

Questi simboli corrispondono, per lo più, alle lettere iniziali dei nomi degli elementi e sono riportati in tutte le "Tavole periodiche". (vedere, ad es. la tavola periodica del libro di testo.)

Es. Cu = rame Fe = ferro Pb = piombo K = potassio

Le <u>sostanze gassose</u> hanno molecole biatomica (H₂,N₂,O₂,Cl₂,F₂) tranne il caso dei <u>gas nobili o zerovalenti</u> (gruppo zero) che hanno <u>sempre</u> struttura monoatomica (He,Ne,Ar,Kr,Xe,Rn).

Per alcune sostanze, formate da atomi uguali legati da legami covalenti in macromolecole, è in uso scrivere il sibolo seguito, tra parentesi, dalla specificazione dello stato allotropico.

Es. C(diamante) C(grafite) P(rosso) P(bianco)

METALLI E NONMETALLI

E' possibile dividere gli elementi in due gruppi differenti per le loro proprietà chimico-fisiche : METALLI e NONMETALLI.

La distinzione non è però netta e possono esistere alcuni elementi con caratteri intermedi detti <u>ANFOTERI</u>.

Hanno carattere sicuramente metallico gli elementi dei gruppi IA (metalli alcalini), IIA (metalli alcalino-terrosi).

Hanno pure carattere metallico gli elementi dei gruppi B (elementi di transizione) pur presentando alcuni anfoteri.

Gli elementi dei gruppi <u>IIIA. IVA. VA.</u> e <u>VIA</u> presentano, per lo più, carattere anfotero.

Ad esempio l'alluminio ha chiari caratteri metallici (lucentezza, conducibilità elettrica, duttilità, etc.), ma presenta alcune proprietà nonmetalliche; infatti il suo idrossido Al(OH)₃ può, in certe condizioni, comportarsi come acido alluminico H₃AlO₃.

Nel gruppo VA <u>azoto</u> e <u>fosforo</u> sono nonmetalli, l'<u>arsenico</u> inizia a presentare caratteri metallici, <u>antimonio</u> e <u>bismuto</u> accentuano questa tendenza.

Gli elementi di confine tra metalli di transizione e nonmetalli (boro, silicio, germanio, arsenico, antimonio, tellurio) sono definiti METALLOIDI avendo aspetto metallico ma composti che sono più simili a quelli dei normetalli.

In conclusione si può osservare che nei gruppi <u>IIIA</u>, <u>IVA</u>, <u>VA</u> e <u>VIA</u> il carattere metallico aumenta con l'aumentare del numero atomico e che, in generale, <u>nella tavola periodica il carattere metallico aumenta verso sinistra e verso il basso.</u>

A Section 1	metalli	nometalli
Proprietà fisiche	lucenti conduttori solidi (escl. Hg) duttili e malleabili molec.monoatomica formano leghe	opachi isolanti per lo più gassosi nè duttili, nè malleabili molec.poliatomica non formano leghe
Proprietà chimiche	con O formano ossidi scarsa affinità con H sono generalm. elettro- positivi	con O formano anidridi alta affinità con H sono elettronegativi

VALENZA

In queste note sarà di frequente usato il termine <u>VALENZA</u> per indicare i rapporti esistenti tra gli elementi che concorrono a formare un composto chimico.

Per valenza di un elemento si intende, per convenzione, la capacità dello stesso ad unirsi con uno o più atomi di idrogeno, definito monovalente (valenza = 1).

Molti elementi possono esplicare più di una valenza: Es. Cloro (C1): 1, 3, 5, 7. Cobalto (Co): 2, 3.

Ricapitolando, per valenza stechiometrica si intende la capacità di combinazione di elementi con l'idrogeno; tale valenza assume sempre valori interi compresi tra $\underline{1}$ e $\underline{8}$.

Il valore numerico della valenza si indica, in genere, con numeri romani posti tra parentesi dopo il simbolo dell'elemento: Es. Al(III) = alluminio trivalente.

VALENZE DEGLI ELEMENTI PIU' COMUNI

Alluminio: 3 Todio: 1 - 5 - 7

Argento: 1 Litio: 1

Arsenico: 3 - 5 Magnesio: 2

Azoto: 2 - 3 - 5 Manganese: 2 - 3 - 4 - 6 - 7

Bario: 2 Mercurio: 1 - 2

Bismuto: 3 - 5 Nichelio: 2 - 3

Bromo: 1 - 5 Oro: 1 - 3

Boro; 3 Ossigeno: 2

Cadmio: 2 Piombo: 2- 4

Calcio: 2 Potassio: 1

Carbonio: 4 Rame: 1 - 2

Cloro: 1 - 3 -5 - 7 Silicio: 4

Cobalto: 2 - 3 Sodio: 1

Cromo: 2 - 3 - 6 Stagno: 2 - 4

Ferro: 2 - 3 Stronzio: 2

Fluoro: 1 Zinco: 2

Fosforo: 3 - 4 - 5 Zolfo: 2 - 4 - 6

Idrogeno: 1 Gas nobili: 0

NUMERO DI OSSIDAZIONE

La trattazione del <u>numero di ossidazione</u> non può prescindere dalla conoscenza dei legami chimici. Purtroppo, questo argomento viene trattato nel secondo anno del Corso per Geometri, per cui ritengo di dover fornire, per il momento, unicamente la definizione del <u>numero di ossidazione</u> (<u>n.o.</u>).

Il <u>numero di ossidazione</u> di un atomo, in un composto, indica il numero di elettroni che è necessario fornire oppure sottrarre all'atomo stesso, in quel composto, per portarlo a <u>n.o.</u> = 0, valore convenzionalmente assegnato ad ogni elemento non combinato con altri.

In altre parole il <u>n.o.</u> ha valore (e segno) <u>positivo</u> se l'atomo tende a perdere elettroni o a metterli in compartecipazione ed ha valore (e segno) <u>negativo</u> se tende ad acquistare elettroni o ad accettarli in compartecipazione.

Spesso, pur con le dovute eccezioni, il valore del n.o. coincide con quello della valenza, ma solo come valore assoluto, in quanto, come si è visto, il n.o. può avere valori negativi o positivi.

Il <u>segno + o il segno - non si riferiscono quindi alla struttura del composto e non indicano, quindi, cariche elettriche.</u>

I COMPOSTI CHIMICI

I composti chimici sono formati da due o più atomi diversi legati tra di loro con vari tipi di legame.

Se gli atomi sono DUE il composto è detto BINARIO

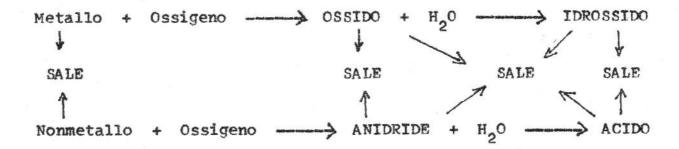
Se gli atomi sono TRE il composto è detto TERNARIO

Se gli atomi sono QUATTRO il composto è detto QUATERNARIO

Se gli atomi sono CINQUE il composto è detto QUINARIO

Nello studio della chimica inorganica si ritrovano, per lo più, composti binari, ternari e quaternari e, raramente, quinari.

SCHEMA GENERALE



Ovvero:

OSSIDI BASICI = Metallo + Ossigeno

OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI) = Nonmetallo + Ossigeno

IDROSSIDI = Ossido basico + H₂O

IDRACIDI ed IDRURI MOLECOLARI = Nonmetallo + Idrogeno

IDRURI IONICI = Metallo (I° e II° gruppo) + Idrogeno

OSSOACIDI = Idrogeno + Nonmetallo + Ossigeno

SALI = Metallo + Radicale acido

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI BINARI

(esclusi i sali binari ionici)

IDRURI

Gli IDRURI sono composti originati dalla combinazione dell'idrogeno con vari elementi.

I composti dell'idrogeno con gli elementi del <u>VIIº gruppo</u> (alogeni) e con lo zolfo sono tradizionalmente chiamati <u>IDRACIDI</u>.

La formula bruta di un idruro si scrive tenendo conto della valenza (o, meglio del numero di ossidazione) dell' idrogeno, che ha sempre valore = 1 e della valenza dell'elemento che con esso si combina, invertendone i valori.

Altri esempi:

HCl: idruro di cloro (acido cloridrico)

HBr: idruro di bromo (acido bromidrico)

HI : idruro di iodio (acido iodidrico)

Hos: idruro di zolfo (acido solfidrico)

PH.: idruro di fosforo (fosfina)

AsH,:idruro di arsenico (arsina)

SbH3:idruro di antimonio (idrogeno antimoniato)

In alcuni testi è contemplata anche una nomenclatura, accettata dalla IUPAC, che prevede l'aggiunta della desinenza —URO al nome dell'alogeno o allo zolfo.

Es. HF: fluoruro di idrogeno HCl: cloruro di idrogeno

HBr: bromuro di idrogeno HT : ioduro di idrogeno

Hos: solfuro di diidrogeno

Questi idruri sono definiti IDRURI MOLECOLARI intervenendo in questi composti legami di tipo covalente.

Gli idruri degli elementi del I° gruppo (metalli alcalini) e del II° gruppo (metalli alcalino-terrosi) sono invece IDRURI IONICI a struttura cristallina, intervenendo un tipo di legame detto, appunto, ionico.

la corretta nomenclatura IUPAC prevede per questi idruri la scrittura del simbolo del catione e di quello dell'anione, chiusi tra parentesi:

Es. $(K^{\dagger}H^{-})_{n}$ idruro di potassio ionico $(Ca^{\dagger\dagger}H^{-}_{2})_{n}$ idruro di calcio ionico

L'indice <u>n</u> posto fuori parentesi indica la struttura cristallina.

Resta, tuttavia, ancora in uso la vecchia nomenclatura che prevede solo la scrittura della formula bruta, senza specificare
il carattere ionico del composto:

Es. KH idruro di potassio SrH, idruro di stronzio

OSSIDI

Composti degli elementi con l'ossigeno.

La loro formula si scrive, come per gli idruri, tenendo conto della valenza (o del numero di ossidazione) dell'ossigeno, che ha sempre valore = 2 e della valenza dell'elemento che con esso si combina, invertendole.

Nella formula degli ossidi l'ossigeno appare sempre al secondo membro.

Es. S (IV)
$$0 \text{ (II)} - S_2O_4$$
 semplificato SO_2 ossido di zolfo N (III) $0 \text{ (II)} - N_2O_3$ ossido di azoto C (IV) $0 \text{ (II)} - C_2O_4$ semplificato CO_2 ossido di carbonio C1(I) $0 \text{ (II)} - C1_2O$ ossido di cloro

E' possibile classificare gli ossidi in:

- 1)- OSSIDI NEUTRI (es. NO ossido di cloro, CO ossido di carbonio)
- 2)- OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI): ossidi di nonmetalli e di alcuni metalli
- 3)- OSSIDI BASICI: ossidi di metalli.

Gli ossidi di elementi bivalenti (con valenza, quindi uguale a quella dell'ossigeno) si denominano semplicemente OSSIDO DI....

Es. SiO ossido di silicio
CaO ossido di calcio

Gli ossidi di elementi con valenza diversa da 2 si denominano facendo precedere il termine OSSIDO dai prefissi MONO-, BI-(o DI-), TRI-, TETRA-, PENTA-, ESA-, EPTA-, a seconda che nella formula siano presenti 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 atomi di ossigeno e si fa precedere il nome dell'elemento dagli stessi prefissi, a seconda di quanti siano gli atomi dell'elemento stesso presenti nella formula:

Es. nome IUPAC nome tradizionale

	nome IUPAC	nome tradizionale
C120	ossido di dicloro	anidride ipoclorosa
N ^S O	ossido di <u>di</u> azoto	protossido di diazoto
co2	biossido di carbonio	anidride carbonica
B203	triossido di diboro	anidride borica
Cu ₂ 0	ossido di dirame	ossido di rame I

Il termine ANIDRIDE non è più accettato dalla nomenclatura IUPAC, tuttavia, essendo il suo uso ancora radicato nei testi e nel linguaggio chimico, si ritiene opportuno ricordarlo:

- 1)- Quando esiste una sola anidride il nome deriva da quello del nonmetallo con la desinenza <u>-ica</u> (es. CO₂ anidride carbonica)
- 2)- Quando esistono due anidridi si adottano due desinenze: -osa se l'elemento si trova alla valenza più bassa, -ica se l'elemento è alla valenza più alta (es. N₂O₃ anidride nitrosa N₂O₅ anidride nitrica).
- 3)- Quando esistono quattro anidridi si adottano le desinenze

 -osa per le due anidridi con valenza più piccola ed -ica

 per le due con valenza più grande, aggiungendo il prefisso

 ipo- a quella con valenza minima ed il prefisso per- a

 quella con valenza massima:

Recentemente la IUPAC ha adottato, unitamente alla notazione razionale, la cosiddetta "NOMENCIATURA di STOCK" secondo la quale si fa seguire al nome di un elemento con più valenze, la valenza scritta in numero romano e tra parentesi:

Es. FeO ossido di ferro (II)(si legge: ossido di ferro due)
Cu₂O ossido di rame (I) (" " ossido di rame uno)

Alcuni metalli di transizione possono avere comportamento <u>anfotero</u>, cioè metallico e nonmetallico: i loro composti con l'ossigeno sono <u>OSSIDI BASICI</u> quando il metallo si trova alle valenze più basse e sono <u>OSSIDI ACIDI (ANIDRIDI)</u> quando il metallo di transizione si trova alle valenze più alte:

Es. Cr₂0₃ triossido di dicromo (basico) Cro₃ triossido di cromo o anidride cromica (acido)

NOTA: Alla formula F₂⁰ non corrisponde, come potrebbe sembrare, il nome "OSSIDO DI DIFLUORO", ma quello di <u>DIFLUORURO DI OSSIGENO</u>; questo perchè al fluoro, elemento più elettronegativo, compete sempre nei composti binari la desinenza <u>uro</u>.

PEROSSIDI

Alcuni ossidi particolari, ad esempio BaO₂, H₂O₂, Na₂O₂ sono definiti PEROSSIDI. Questi composti presentano nella loro struttura uno <u>ione perossido</u> (O₂) in cui si stabilisce un legame covalente tra due atomi di ossigeno. La configurazione stabile (ottetto) si completa sottraendo due elettroni agli altri atomi del composto.

La formula di struttura si indica : 0-

Esempi di formule di struttura di perossidi:

О— Н О— Н О— Na

perossido di perossido di

diidrogeno disodio

Si nota che nei perossidi il numero di ossidazione dell'ossigeno è -1 e non -2 come negli altri ossidi.

COMPOSTI BINARI COVALENTI MOLECOLARI

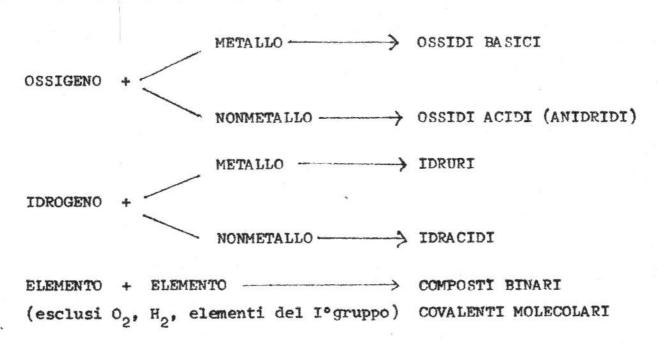
Sono composti molecolari formati da atomi dei vari elementi, esclusi i metalli alcalini (I° gruppo), l'ossigeno e l'idrogeno.

La nomenclatura di tali composti è simile a quella adottata per i sali binari ionici (vedi oltre), aggiungendo la desinenza —uro all'elemento che si trova <u>più a destra</u> nella serie:

Xe, Kr, B, Si, C, Sb, As, P, N, Te, Se, S, I, Br, Cl, F. Se nella molecola uno dei due atomi è un metallo e l'altro un nonmetallo si pone per primo nella formula il metallo.

Es. TiB₂ boruro di titanio
SiC carburo di silicio
B₄C carburo di boro
CrB₂ boruro di cromo
CaC₂ carburo di calcio

RICAPITOLAZIONE DEI COMPOSTI BINARI



La formula grezza di un composto binario formato da due ipotetici elementi X e Y si scrive tendo conto di quanto segue:

- 1)- Se la valenza di X e di Y è la stessa, il rapporto è di 1 : 1, per cui un atomo di X si unisce ad un atomo di Y dando il composto XY.
- 2) Se la valenza di X e Y è diversa, il rapporto si indica invertendo i valori delle valenze, ovvero si forma un composto del tipo X Y ove m indica la valenza di Y e n, ovviamente, la valenza di X.

NOMENCLATURA DEI COMPOSTI TERNARI

IDROSSIDI

Sono composti ternari, formati cioè da tre tipi di specie chimiche; hanno, per la maggior parte, struttura cristallina ionica.

Nella formula degli idrossidi è presente un catione metallico unito ad uno o più (a seconda di quanto è la valenza del metallo) anioni ossidrili OH. La formula degli ossidrili, detti anche BASI o ALCALI, si ricava scrivendo il metallo con, di seguito e tra parentesi, tanti gruppi -OH quanto è la valenza del metallo.

La denominazione IUPAC(e tradizionale) è IDROSSIDO DI

Es. NaOH idrossido di sodio

Ca(OH)₂ idrossido di calcio

Fe(OH)₂ idrossido di ferro (III)

In alcuni testi non recenti è ancora possibile ritrovare la denominazione <u>IDRATO DI......</u> oppure <u>.......IDRATO</u>

Es. NaOH idrato di sodio (oppure, sodio idrato)

OSSOACIDI

Composti ternari a struttura molecolare costituiti da <u>idrogeno</u>, <u>ossigeno</u> e da un <u>nonmetallo</u> (o da qualche <u>metallo di transizione</u>).

Agli atomi del nonmetallo, nella formula di struttura, sono legati, con legami covalenti o dativi polari, uno o più gruppi ossidrili e, spesso, anche uno o più atomi di ossigeno.

Es. HO
$$- N = 0$$
 acido nitrico (nitrato di diidrogeno)

La formula bruta degli ossoacidi si scrive, per convenzione, con l'ordine: IDROGENO, NONMETALLO, OSSIGENO.

La nomenclatura tradizionale prevede che:

- 1)- Se esiste un solo ossoacido il nome deriva da quello del nonmetallo con la desinenza -ico.
 Es. H₂CO₃ acido carbonico
- 2)- Se esistono due ossoacidi si utilizzano le desinenze -oso quando il nonmetallo si trova alla valenza più bassa, ed -ico quando il nonmetallo esplica la valenza più alta.

 Es. H₂SO₃ acido solforoso S: valenza 4

 H₂SO₄ acido solforico S: valenza 6
- 3)- Nel caso che il nonmetallo possa assumere quattro valenze, si usano le desinenze <u>-oso</u> per le due minori ed <u>-ico</u> per le due maggiori, aggiungendo il prefisso <u>ipo</u> quando il non metallo si trova alla valenza minima ed il prefisso <u>per</u> quando esplica la valenza massima.
 - HC10₂ acido <u>ipocloroso</u>
 HC10₃ acido clor<u>oso</u>
 HC10₄ acido clor<u>ico</u>
 HC10₄ acido <u>perclorico</u>

La IUPAC prevede per gli ossoacidi una nomenclatura simile a quella proposta per i sali:

Formula bruta	nome tradizionale	nome IUPAC ridotto
H2504	acido solforico	solfato di diidrogeno
H ₂ SO ₃	acido solforoso	solfito di diidrogeno
HNO	acido nitrico	nitrato di idrogeno
HNO	acido nitroso	nitrito di idrogeno
HC10	acido ipocloroso	ipoclorito di idrogeno
HC104	acido perclorico	perclorato di idrogeno
H ₃ PO ₄	acido ortofosforico	fosfato di triidrogeno
H ₃ BO ₄	acido ortoborico	borato di triidrogeno
H ₂ CO ₃	acido carbonico	carbonato di diidrogeno
H ₂ Cr ₂ O ₇	acido dicromico	dicromato di diidrogeno
HMnO ₄	acido permanganico	permanganato di idrogeno
HIO ₃	acido iodico	iodato di idrogeno
H _A SiO _A	acido ortosilicico	ortosilicato di tetraidrogen

In realtà la nomenclatura IUPAC prevede l'esplicazione di tutte le specie chimiche presenti nella formula ed il numero di atomi:

ad es. H₂SO₄ si dovrebbe definire: tetra-ossisolfato di diidrogeno

H₂Cr₂O₇ " " : epta-ossidicromato di diidrogeno

HNO₃ " " : tri-ossinitrato di idrog eno

Per ragioni didattiche, tuttavia, si giudica sufficiente l'uso della nomenclatura IUPAC ridotta.

OSSOACIDI ORTO- META- PIRO-

Nella nomenclatura tradizionale di alcuni ossoacidi si usano i prefissi <u>ORTO - META - e PIRO</u> per indicare acidi con stesso atomo centrale del nonmetallo avente la stessa valenza, ma che differiscono <u>solo</u> per perdita od acquisto di molecole di H₂O.

Il prefisso <u>ORTO-</u>, che di norma <u>si omette</u>, si usa per gli acidi nella cui molecola è presente il maggior numero possibile di gruppi -OH. Es. H₃PO₄ <u>acido (orto)fosforico</u>

Il prefisso META- si usa per gli ossoacidi che si ottengono dagli acidi ORTO per eliminazione di una molecola di $\rm H_2O$ da una di acido.

Es. H₃PO₄ - H₂O - HPO₃ acido metafosforico

Il prefisso <u>PIRO-</u> indica l'acido che si ottiene eliminando una molecola di H₂O da due molecole di acido ORTO. Al prefisso PIROla IUPAC preferisce il prefisso <u>DI-</u>.

$$P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2P_2O_6$$
 semplif. HPO ac. metafosforico
 $P_2O_5 + 2H_2O \longrightarrow H_4P_2O_7$ ac. pirofosforico (difosforico)
 $P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow H_4P_2O_6$ semplif. H_3PO_4 ac. (orto)fosforico

NOMENCLATURA DEI SALI

SALI BINARI

Sono composti ionici, per lo più a struttura cristallina: sono formati da anioni di alogeni (VII° gruppo) e dello zolfo II e da cationi di metalli alcalini (I° gruppo) o di metalli alcalino-terrosi (II° gruppo).

Nella nomenclatura tradizionale la desinenza del sale si ottiene cambiando quella dell'idracido corrispondente:

La formula di un sale binario si ottiene togliendo alla formula dell'idracido corrispondente l'atomo o gli atomi di idrogeno e sostituendoli, tenendo conto delle valenze, con gli atomi del metallo.

La IUPAC prevede una nomenclatura uguale a quella tradizionale evidenziando nella formula la scrittura del simbolo del catione e di quello dell'anione, chiusi tra parentesi, con l'indice n fuori parentesi ad indicare la struttura cristallina:

Es. (K⁺Cl⁻)_n cloruro di potassio ionico
(Fe⁺⁺Cl₂)_n cloruro di ferro II ionico
(Fe⁺⁺S⁻)_n solfuro di ferro II ionico
(Na⁺I⁻)_n ioduro di potassio ionico
(Ca⁺⁺F₂)_n fluoruro di calcio ionico

SALI TERNARI

Sono composti costituiti da tre tipi di specie chimiche; hanno struttura ionica cristallina, essendo formati da anioni di nonmetalli o da anioni poliatomici e da cationi di metalli alcalini (I° gruppo), di metalli alcalino-terrosi (II° gruppo) o di altri gruppi.

Per tradizione i sali si denominano cambiando la desinenza dell'acido corrispondente, secondo lo schema:

La formula di un sale ternario si ricava togliendo l'atomo o gli atomi di idrogeno alla formula dell'ossoacido corrispondente e sostituendoli con atomi del metallo, tenendo conto della valenza del metallo stesso e di quella del residuo acido.

Es.	acido	residuo acido	metallo	sale
	H ₂ SO ₄	so ₄ (II)	K(I)	K2SO4 solfato di K
	H ₂ SO ₄	so ₄ (II)	Cu(II)	Cuso ₄ solfato di Cu(II)
	H2SO4	so ₄ (II)	Al(III)	Al ₂ (SO ₄) ₃ solfato di Al
	H ₃ PO ₄	PO ₄ (III)	Al(III)	AlPO4 fosfato di Al
	HC10,	c10 ₃ (1)	Na(I)	NaClO3 clorato di Na

La IUPAC prevede per i sali, ed in generale per gli anioni, l'uso del suffisso -ATO aggiunto alla radice del nome del nonmetallo, specificando con numero romano il numero di ossidazione (valenza). Un secondo tipo di scrittura, raccomandata dalla IUPAC, prevede la specificazione del numero di atomi di ossigeno presenti nell'anione salino.

- Es. Na₂SO₄ solfato di sodio solfato VI di disodio tetraossisolfato di disodio

 Na₂SO₃ solfito di sodio solfato IV di disodio triossisolfato di disodio

 NaClo ipoclorito di sodio clorato I di sodio ossiclorato di sodio
 - NaClO₄ perclorato di sodio clorato VII di sodio tetraossiclorato di sodio

DENOMINAZIONE DEI PRINCIPALI RESIDUI ACIDI ED ANIONI SALINI

Ipocloro so	HC10	C10	Ipoclorito
Cloroso	HC102	C102	Clorito
Clorico	нс103	C103	Clorato
Perclorico	HC10 ₄	C10 ₄	Perclorato
Solforoso	H ₂ SO ₃	so ₃	Solfito
Solforico	H ₂ SO ₄	so	Solfato
Ipofosforoso	H ₃ PO ₂	PO2	Ipofosfito
Fosforoso	H ₃ PO ₃	PO3-	Fosfito
Ortofosforico	H ₃ PO ₄	PO4	Ortofosfato
Metafosforico	нро 3	PO_3	Metafosfato
Difosforico	H4P2O7	P207	Difosfato
Ortoborico	H ₃ BO ₃	BO 3	Ortoborato
Metaborico	нво ₂	BO ₂	Metaborato
Diborico	H ₄ B ₂ O ₅	B205	Diborato
Carbonico	H ₂ CO ₃	co ₃ -	Carbonato
Ortoarsenioso	H ₃ AsO ₃	As03-	Ortoarsenito
Ortoarsenico	H ₃ AsO ₄	A s04	Ortoarseniato
Cromico	H2CrO4	cro4	Cromato
Dicromico	H2Cr2O7	Cr ₂ 07	Dicromato
Mangano so	${\rm H_2MnO_3}$ (ipotetico)	Mno_3^-	Manganito
Manganico	H ₂ MnO ₄	MnO_4^-	Manganato
Permanganico	HMnO ₄	MnO_4	Permanganato
Ortoperiodico	H ₅ 10 ₆	106	Ortoperiodato
Periodico	HIO ₄	104	Periodato
Tpoiodoso	HIO	IO	Ipoiodito
Iodico	нюз	103	Iodato

Nitroso	HNO ₂	NO ₂	Nitrito
Nitrico	HNO ₃	NO ₃	Nitrato
Metasilicico	H ₂ SiO ₃	sio ₃	Metasilicato
Ortosilicico	H ₄ SiO ₄	sio4-	Ortosilicato

Nota: nel precedente schema è stata utilizzata la nomenclatura tradizionale. Si ritiene, infatti, che essa
si più funzionale, anche se meno razionale, in quanto
è adottata nella quasi totalità dei testi di Chimica
italiani. Nelle esercitazioni in classe sarà, pertanto adottata la nomenclatura tradizionale, anche se
l'alunno sarà, ovviamente, libero di utilizzare quella
razionale della IUPAC.

Nel caso degli acidi <u>difosforico</u> e <u>diborico</u> è stato utilizzato il prefisso <u>di-</u>, raccomandato dalla IUPAC, in luogo dell'ormai desueto prefisso <u>piro-</u>.

Es. acido <u>di</u>borico = acido <u>piro</u>borico acido <u>di</u>fosforico = acido <u>piro</u>fosforico

PREPARAZIONE DEI SALI

Varie reazioni permettono di preparare dei sali.

1)- ACIDO + METALLO - SALE + H2 1

Molti metalli vengono attaccati da numerosi acidi forti in soluzione acquosa, con formazione del sale corrispondente e sviluppo di H₂; il sale resta, naturalmente, in soluzione:

Es.
$$H_2SO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$$

Se il metallo ha più valenze, si forma sempre il sale in cui il metallo ha la valenza più bassa.

Tutti gli idrossidi reagendo con acidi in soluzione acquosa, formano il corrispondente sale, che resta in soluzione, mentre l'atomo o gli atomi di idrogeno dell'acido si uniscono al gruppo (o ai gruppi) ossidrile -OH dell'idrossido dando H₂O:

Molti ossidi basici reagiscono con acidi, in soluzione acquosa, formando il sale corrispondente che resta in soluzione, mentre l'atomo o gli atomi di idrogeno dell'acido si uniscono all'atomo o agli atomi di ossigeno dell'ossido, dando acqua:

Es.
$$2HNO_3 + CaO \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$$

La reazione è molto difficile ed avviene a temperature elevate: si forma il sale dell'acido corrispondente all'ossido acido:

Molti ossidi acidi reagiscono con idrossidi alcalini o alcalino-terrosi, in soluzione acquosa, formando il sale dell'acido corrispondente all'ossido acido:

Per preparare sali di <u>idracidi</u> si possono utilizzare le reazioni: acido + metallo, acido + idrossido, acido + ossido basico.

Per preparare sali di <u>ossoacidi</u> si possono utilizzare le reazioni: acido + metallo, acido + idrossido, acido + ossido basico, ossido basico + ossido acido, ossido + idrossido.

SALI QUATERNARI

Sono sali costituiti da quattro tipi di specie atomiche.

A seconda del loro comportamento, e della loro struttura, sono divisi in:

IDROGENOSALI O SALI ACIDI IDROSSOSALI O SALI BASICI

IDROGENOSALI O SALI ACIDI

Sono sali derivanti da acidi, con due o più atomi di idrogeno sostituibili da metalli, sostituendo non tutti gli atomi di idrogeno con atomi di un metallo. Per questo motivo, ovviamente, non esistono idrogeno sali di acidi con un solo atomo di idrogeno sostituibile da metallo (es. HNO3, HClO)

Esempi di idrogenosali:

acido	residuo	sali di Na	sali di Mg	sali di Al
H ₂ SO ₄	HSO4(I)	NaHSO ₄ idrogenosolfato di sodio	Mg(HSO ₄) ₂ idrogenosolfato di magnesio	Al(HSO ₄) ₃ idrogenosolfato di alluminio
H ₃ PO ₄	HPO4 -(11)	Wa ₂ NPO ₄ idrogenofosfato di sodio	-7	Al ₂ (HPO ₄) ₃ idrogenofosfato di alluminio
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ (I)	NaH ₂ PO ₄ diidrogenofosfa- to di sodio	Mg(H ₂ PO ₄) ₂ diidrogenofosfato di magnesio	Al (H ₂ PO ₄) ₃ diidrogenofos— fato di alluminio

Gli idrogenosali si denominano anteponendo i prefissi IDROGENO.

DIIDROGENO., TRIDROGENO. al nome del sale, a seconda di quanti
atomi di idrogeno non sostituiti dal metallo restano nella formula.

La nomenclatura tradizionale corrispondente prevede l'inserimento
del termine MONOACIDO, BIACIDO, TRIACIDO nel nome del sale:

Es. diidrogenofosfato di calcio — fosfato biacido di calcio

In altre parole è avvenuta una incompleta reazione di neutraizzazione di un idrossido da parte di un acido, per cui restano dei gruppi -OH uniti al radicale dell'acido:

Es.
$$Bi(OH)_3 + HNO_3 \longrightarrow Bi(OH)_2NO_3$$

Gli idrossosali si denominano anteponendo i prefissi <u>IDROSSO</u>

o <u>DIIDROSSO</u> a seconda di quanti ossidrili restano nella formula.

Es.	idrossido	radicale	sale di H ₂ SO ₄	di H ₂ SO ₄		
	Cu(OH)2	CuOH (I)	(Cu OH) 2504 idrossosolfato di Cu	a II		
	Ca(OH) ₂	CaOH (I)	(Ca OH) 2 SO 4 idrossosolfato di Ca	1		

SALI DOPPI

La neutralizzazione di un acido polibasico con idrossidi od ossidi diversi, può dare origine a sali doppi: in questo caso gli atomi di idrogeno dell'acido vengono sostituiti da atomi di metalli diversi:

SALI D'AMMONIO

Sono sali del catione MH₄ che si forma quando l'idruro di azoto (NH₃), che possiede sull'atomo di N un doppietto di elettroni disponibile, lo pone in compartecipazione con un protone H⁺.

H H H Cioè MH
$$_4^+$$
H H H

Il catione ammonio ha lo stesso comportamento dei metalli del Iº gruppo, ed è da considerarsi, quindi, monovalente.

Es. WH₄Cl cloruro di ammonio (NH₄)₂SO₄ solfato di ammonio NH₄HSO₄ idrogenosolfato di ammonio

FORMULE DI STRUTTURA DI OSSOACIDI E SALI

Per rappresentare le formule di struttura dei diversi composti chimici occorre sempre tener presente la valenza degli elementi presenti nel composto.

Per quanto riguarda gli <u>OSSOACIDI</u> conviene partire dalla valenza del non metallo e legare ad esso gli atomi di ossigeno e gli idrossidi presenti.

Esempi:

Esempi:

Per rappresentare le formule di struttura dei <u>SALI</u> bisogna sostituire agli atomi di idrogeno nella formula dell'ossoacido gli atomi del metallo, prendendo in considerazione la sua valenza.

$$CaNO_3$$
 $Ca = 0 - N = 0$

$$A1_2(CO_3)_3$$
 $A1 = 0 > C = 0$
 $A1 = 0 > C = 0$
 $A1 = 0 > C = 0$

Nel caso degli <u>IDROGENOSALI</u> (sali acidi) non tutti gli atomi di idrogeno devono essere sostituiti dal metallo:

Esempi:

$$O = P = OH$$
ONa

diidrogenofosfato di sodio

$$O = P = OH$$
ONa
ONa

idrogenofosfato di sodio

idrogenosolfato di calcio

FORMULE DI STRUTTURA DEI PRINCIPALI OSSOACIDI

HO-CE

HO-CE

HO-CE

$$0$$

HO-CE

 0

HO-CP

 0

HO-P-O-P-OH

 0

HO-O-P-OH

 0

HO-I-P-O-P-OH

 0

HO-I-P-OH

 0

HO-I-P-O-P-OH

 0

HO-I-P-O-P-OH

 0

HO-I-P-O-P-OH

 0

HO-I-P-OH

 0

HO-I-P-

BIBLIOGRAFIA

Silvestroni: Fondamenti di chimica, Ed.Veschi

IUPAC: Nomenclature of inorganic chemistry, Ed.Butterworths

Sienko-Plane: Chimica, Ed. Piccin

Tuffnell-Luke: Fondamenti di chimica generale, Ed. Zanichelli

Camilli-Valeri-Mackenzie: Chimica: scienza della materia, Ed.Paravia

Dispense redatte nell'anno scolastico 1982/1983

Stampate in proprio il 30/10/1982

I.T.S.C.G. di Chiavari

Ad uso interno Copyright 1982