

Numero di Ossidazione e Nomenclatura dei Composti

1. Legami chimici

2. Elettronegatività

3. N° di ossidazione

4. Nomenclatura

5. Esercizi

Tutor: Dott.ssa Giusi Sabatini
gsabatini@unite.it

Chimica e propedeutica Biochimica

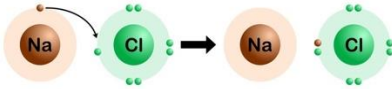
Il Legame Chimico

Fondamento per comprendere il numero di ossidazione

IONICO

Trasferimento completo di e^-

NaCl

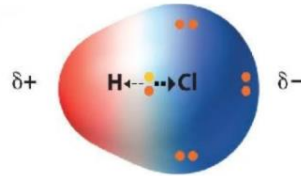


$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

COVALENTE POLARE

Condivisione asimmetrica di e^-

HCl

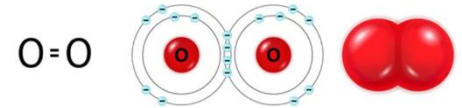


Cl attrae di più

COVALENTE APOLARE

Condivisione simmetrica di e^-

O_2 , N_2 , C-C



Condivisione uguale



Concetto chiave: maggiore è la differenza di elettronegatività tra due atomi, più il legame è polarizzato verso il carattere ionico

L'Elettronegatività (EN)

La tendenza di un atomo ad attrarre elettroni di legame



Definizione semplice

"Quanto un atomo "attrae" gli elettroni verso di sé"



Definizione rigorosa

Proprietà periodica che esprime la capacità di un atomo di attrarre la densità elettronica condivisa in un legame covalente (scala di Pauling, 1932)

Andamento nella tavola periodica:

→ Lungo un PERIODO

AUMENTA ▲

Carica nucleare ↑, livello energetico uguale

↓ Lungo un GRUPPO

DIMINUISCE ▼

Più livelli interni → schermatura ↑

Scala di Pauling — atomi biologicamente rilevanti:

F	O	N	S	C	P	H	Na
4.0	3.5	3.0	2.6	2.5	2.2	2.1	0.9

EN alta → forte attrazione

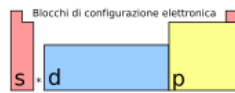
EN bassa → debole attrazione

Tavola Periodica degli Elementi

Il diagramma mostra la Tavola Periodica degli Elementi con i seguenti dati per l'elemento **Fe** (Ferro) e altri elementi:

- Fe (Ferro):**
 - Numero atomico: 26
 - Peso atomico standard: 55.845
 - Prima energia di ionizzazione: 762.5 kJ/mol
 - Simbolo chimico: Fe
 - Nome: Ferro
 - Configurazione elettronica: $[Ar] 3d^6 4s^2$
 - Stati di ossidazione: +6, +5, +4, +3, +2, +1, -2 (gli elementi più comuni sono in grassetto)
- Altri elementi mostrati:**
 - H (Idrogeno):** Numero atomico 1, Peso atomico standard 1.008.
 - He (Elio):** Numero atomico 2, Peso atomico standard 4.0026.
 - Li (Litio):** Numero atomico 3, Peso atomico standard 6.94.
 - Be (Berillio):** Numero atomico 4, Peso atomico standard 9.0122.
 - Na (Sodio):** Numero atomico 11, Peso atomico standard 22.990.
 - Mg (Magnesio):** Numero atomico 12, Peso atomico standard 24.305.
 - Ca (Calcio):** Numero atomico 20, Peso atomico standard 40.078.
 - K (Potassio):** Numero atomico 19, Peso atomico standard 39.098.
 - Rb (Rubidio):** Numero atomico 37, Peso atomico standard 85.468.
 - Cs (Cesio):** Numero atomico 55, Peso atomico standard 132.91.
 - Fr (Francio):** Numero atomico 87, Peso atomico standard (223).

La tavola periodica è colorata in base ai gruppi: 1 (verde), 2 (giallo), 3-10 (varie sfumature di rosso/porpora), 11-12 (azzurro), 13-18 (varie sfumature di verde/azzurro).



- 1 kJ/mol = 0.0103636 eV
- tutti gli elementi sono impliciti a avere l'ossidazione di zero

138.91 57 5381 1.10 La Lanthano (Xe) 5d ¹ 6s ²	140.12 58 5384 1.12 Ce Cerio (Xe) 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	140.91 59 5270 1.13 Pr Praseodimio (Xe) 4f ² 6s ²	144.24 60 5331 1.14 Nd Neodimio (Xe) 4f ³ 6s ²	(145) 61 5400 Pm Promezio (Xe) 4f ⁴ 6s ²	150.36 62 5445 1.17 Sm Samario (Xe) 4f ⁵ 6s ²	151.96 63 5471 Eu Eurio (Xe) 4f ⁶ 6s ²	157.25 64 593.4 1.20 Gd Gadolino (Xe) 4f ⁷ 6s ²	158.93 65 560.8 Tb Terbio (Xe) 4f ⁸ 6s ²	162.50 66 573.0 1.22 Dy Disprosio (Xe) 4f ⁹ 6s ²	164.93 67 581.0 1.23 Ho Olimio (Xe) 4f ¹⁰ 6s ²	167.25 68 589.3 1.24 Er Erbio (Xe) 4f ¹¹ 6s ²	168.93 69 596.7 1.25 Tm Tulio (Xe) 4f ¹² 6s ²	173.05 70 603.4 Yb Itterbio (Xe) 4f ¹³ 6s ²
(227) 89 489.0 1.10 Ac Attinio (Rn) 6d ¹ 7s ²	232.04 90 287.0 1.30 Th Torio (Rn) 6d ² 7s ²	231.04 91 268.0 1.30 Pa Protoattinio (Rn) 5f ² 6d ¹ 7s ²	238.03 92 287.6 1.38 U Uranio (Rn) 5f ³ 6d ¹ 7s ²	(237) 93 604.3 1.36 Np Nettunio (Rn) 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	(244) 94 289.7 1.38 Pu Plutonio (Rn) 5f ⁶ 7s ²	(243) 95 278.0 1.36 Am Americio (Rn) 5f ⁷ 7s ²	(247) 96 261.0 1.30 Cm Curio (Rn) 5f ⁸ 7s ²	(247) 97 603.6 1.30 Bk Berkelio (Rn) 5f ⁹ 7s ²	(251) 98 608.0 1.30 Cf Californio (Rn) 5f ¹⁰ 7s ²	(252) 99 619.0 1.30 Es Einsteinio (Rn) 5f ¹¹ 7s ²	(257) 100 627.0 1.30 Fm Fermio (Rn) 5f ¹² 7s ²	(258) 101 623.0 1.30 Md Mendelevio (Rn) 5f ¹³ 7s ²	(259) 102 642.0 1.30 No Nobelio (Rn) 5f ¹⁴ 7s ²

metalli alcalini metalli alcalino terrosi lantanoidi
attinoidi metalli di transizione proprietà sconosciute metalli di post-transizione metalloidi non metalli reattivi gas nobili

[illegible]

ΔEN e tipo di legame

La differenza di elettronegatività determina il tipo di legame

$\Delta EN = 0$	Covalente apolare	$O_2, N_2, C-C$	Uguale attrazione → elettroni condivisi simmetricamente
$0 < \Delta EN < 0.4$	Covalente quasi apolare	$C-H$	Piccola differenza → legame quasi simmetrico
$0.5 < \Delta EN < 1.7$	Covalente polare	H_2O, NH_3, CO_2	Differenza significativa → densità elettronica spostata verso atomo più EN
$\Delta EN > 1.7$	Ionico	$NaCl, CaO, NaOH$	Grande differenza → trasferimento quasi completo di e^-



Non esiste un confine netto tra legame ionico e covalente — è un continuum. La soglia $\Delta EN > 1.7$ è convenzionale.

Il Numero di Ossidazione

Uno strumento per tracciare la distribuzione degli elettroni

Definizione semplice

Carica ipotetica che un atomo avrebbe se tutti i legami fossero ionici — è uno strumento contabile, non una carica reale

Definizione rigorosa

Il numero di ossidazione, o stato di ossidazione, di un atomo in un composto, è la CARICA FORMALE che l'atomo ha se gli elettroni dei legami a cui partecipa vengono tutti attribuiti all'atomo più elettronegativo

Come si assegna — Regole in ordine di priorità:

- 1 Elemento puro $\rightarrow$ n.o. = 0
- 2 Ione monoatomico $\rightarrow$ n.o. = carica
- 3 Ossigeno $\rightarrow$ n.o. = -2 (ECCETTO perossidi = -1)
- 4 Idrogeno $\rightarrow$ n.o. = +1 (ECCETTO idruri = -1)
- 5 Somma n.o. in molecola neutra = 0
- 6 Somma n.o. in ione poliatomico = carica ione

$\text{O}_2, \text{N}_2, \text{Fe}, \text{C}$

$\text{Na}^+ = +1, \text{Cl}^- = -1, \text{Ca}^{2+} = +2$

$\text{H}_2\text{O}: \text{O} = -2 \quad | \quad \text{H}_2\text{O}_2: \text{O} = -1$

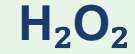
$\text{H}_2\text{O}: \text{H} = +1$

$\text{H}_2\text{O}: 2(+1) + (-2) = 0 \quad \checkmark$

$\text{SO}_4^{2-}: \text{somma} = -2$

Esercizi — Numero di ossidazione

Applica le regole in sequenza



Esercizi — Numero di ossidazione

Applica le regole in sequenza



O = -2 (regola 3)

somma totale = 0

$$2(-2) + \text{C} = 0$$

$$\text{C} = +4$$



H = +1 (regola 4)

somma = 0

$$\text{N} + 3(+1) = 0$$

$$\text{N} = -3$$



PEROSSIDO!

O = -1 (eccezione)

H = +1

$$2(+1) + 2(-1) = 0 \checkmark$$



ione: somma = -2

$$\text{O} = -2 \rightarrow 4(-2) = -8$$

$$\text{S} + (-8) = -2$$

$$\text{S} = +6$$



$$\text{O} = -2 \rightarrow 4(-2) = -8$$

$$\text{H} = +1 \rightarrow 3(+1) = +3$$

somma = 0

$$\text{P} = +5$$



$$\text{O} = -2 \rightarrow 3(-2) = -6$$

H = +1

somma = 0

$$\text{N} = +5$$



Nota biologica: H_3PO_4 (P = +5) è la base degli acidi nucleici e dell'ATP | CO_2 (C = +4) è il prodotto finale della respirazione cellulare

Un catione monoatomico (che contiene un solo atomo) si forma quando un metallo perde uno o più elettroni di valenza. Alcuni elementi dei Gruppi 1A, 2A e l'alluminio (3A) formano normalmente un solo catione. Per gli ioni di questi metalli, il nome del catione è il nome del metallo preceduto dalla parola “ione”

Tabella 1 Cationi di interesse biomedico e loro nomi.

Catione	Nome tradizionale	Nome IUPAC (notazione di Stock)
Li ⁺	ione litio	
Na ⁺	ione sodio	
K ⁺	ione potassio	
Mg ²⁺	ione magnesio	
Ca ²⁺	ione calcio	
Ba ²⁺	ione bario	
Al ³⁺	ione alluminio	
Zn ²⁺	ione zinco	
Ag ⁺	ione argento	ione argento (I)
Fe ²⁺	ione ferroso	ione ferro (II)
Fe ³⁺	ione ferrico	ione ferro (III)
Cu ⁺	ione rameoso	ione rame (I)
Cu ²⁺	ione rameico	ione rame (II)
NH ₄ ⁺	ione ammonio	

Tabella 2 Anioni monoatomici di interesse biomedico.

Anione	Nome tradizionale
H^-	Idruro
P^{3-}	Fosfuro
F^-	Fluoruro
Cl^-	Cloruro
Br^-	Bromuro
I^-	Ioduro
O^{2-}	Ossido
S^{2-}	Solfuro

Un anione monoatomico prende il nome aggiungendo **-uro** alla radice del nome.

Tabella 3 Anioni poliatomici di interesse biomedico.

Anione	Nome tradizionale	Nome IUPAC
CO_3^{2-}	ione carbonato	Triossocarbonato
HCO_3^-	ione idrogenocarbonato (nomi alternativi in uso: bicarbonato e carbonato acido)	Monoidrogenotriossocarbonato
PO_4^{3-}	ione fosfato	Tetraossofosfato(V)
PO_3^{3-}	ione fosfito	Triossofosfato(III)
H_2PO_4^-	ione fosfato biacido	Diidrogenotetraossofosfato(V)
HPO_4^{2-}	ione fosfato acido	Monoidrogenotetraossofosfato(V)
H_2PO_3^-	ione fosfito biacido	Diidrogenotetraossofosfato(III)
HPO_3^{2-}	ione fosfito acido	Monoidrogenotetraossofosfato(III)
SO_4^{2-}	ione solfato	Tetraossosolfato(VI)
SO_3^{2-}	ione solfito	Triossosolfato(IV)
HS^-	ione solfuro acido o bisolfuro	Idrogenosolfuro
HSO_4^-	ione solfato acido o bisolfato	Monoidrogenotetraossosolfato(VI)
HSO_3^-	ione solfito acido o bisolfito	Monoidrogenotriossosolfato(IV)
NO_3^-	ione nitrato	Triossonitrato(V)
NO_2^-	ione nitrito	Triossonitrato(III)

uno ione poliatomico contiene più di un atomo. Il sistema preferito per la denominazione degli ioni poliatomici, che si differenziano per il numero di atomi di idrogeno, è di usare i prefissi di-, tri-, e così via, per mostrare la presenza di più di un idrogeno. Per esempio, HPO_4^{2-} è lo ione idrogeno fosfato e H_2PO_4^- è lo ione diidrogeno fosfato.

Tabella 4 Radice dei nomi degli elementi più comuni nei composti inorganici di interesse biomedico.

Simbolo	Radice
As	Arsen-
F	Fluor-
Cl	Clor-
Br	Brom-
I	Iod-
S	Solf- Solfor-
N	Nitr-
P	Fosf-
Mn	Mangan-
Cr	Crom-
Sn	Stann-
Au	Aur-

Gli Ossidi

Composti binari con ossigeno — n.o. O = -2

Formula chimica generale:
 Me_xO_y

Definizione:

Composti binari formati da un elemento (metallo o non metallo) e ossigeno (n.o. = -2). Si dividono in ossidi basici (metallici) e ossidi acidi (non metallici = anidridi).

OSSIDI BASICI (metallo + O)

Legame prevalentemente ionico

→ reagendo con H_2O formano IDROSSIDI

Nome tradizionale:

Metallo con un unico n.o.: ossido di + nome del metallo

Metallo con più n.o.:

- n.o. più basso: ossido + radice del metallo + suffisso oso
- N.o. più elevato: ossido + radice del nome del metallo + suffisso ico

Nome IUPAC

Prefisso della numerazione greca + ossido di + prefisso della numerazione greca – nome del metallo

Nella **Tabella 5** sono riportate le formule generali ed esempi di ossidi in base al numero di ossidazione del metallo.

Tabella 5 Ossidi e denominazioni.

Numero di ossidazione	+1	+2	+3	+4	+5
Formula generale	Me_2O	MeO	Me_2O_3	MeO_2	Me_2O_5
Esempi	Li_2O	MgO e ZnO	Al_2O_3	PbO_2	Bi_2O_5
Nome tradizionale	Ossido di litio	Ossido di magnesio Ossido di zinco	Ossido di alluminio	Ossido piombico	Ossido bismutico
Nome IUPAC	(Mon)ossido di dilitio	(Mon)ossido di magnesio (Mon)ossido di zinco	Triossido di dialluminio	Diossido di piombo	Pentossido di dibismuto

Gli Ossidi

Composti binari con ossigeno — n.o. O = -2

Definizione:

Composti binari formati da un elemento (metallo o non metallo) e ossigeno (n.o. = -2). Si dividono in ossidi basici (metallici) e ossidi acidi (non metallici = anidridi).

OSSIDI ACIDI (Anidridi) (non metallo + O)

Legame prevalentemente covalente

→ reagendo con H₂O formano OSSIDIACIDI

La nomenclatura tradizionale segue lo schema degli ossidi basici, ma sostituendo il termine ossido con **anidride**.

Per elementi che hanno più di due n.o. (gruppo VII):

- Si utilizzano i suffissi **-oso** e **-ica** per i numeri di ossidazione intermedi
- Al minore di aggiunge il prefisso **-ipo**
- Al Maggiore si aggiunge il prefisso **-per**

▸ CO₂ → anidride carbonica ▸ SO₃ → anidride solforica ▸ NO₂ → anidride nitrosa ▸ P₂O₅ → anidride fosforica

ALCUNI ESEMPI:

Tabella 6 Formule degli ossidi dei non metalli e semimetalli più importanti. In rosso gli ossidi acidi (nomi tradizionali).

Numero di ossidazione del non metallo	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Formula generale	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7
B			B_2O_3 Anidride borica				
C		CO Monossido di carbonio		CO_2 Anidride carbonica (Diossido di carbonio)			
Si				SiO_2 Anidride silicica			
N	N_2O Monossido di diazoto	NO Monossido di azoto	N_2O_3 Anidride nitrosa	NO_2 Diossido di azoto N_2O_4 Tetrossido di diazoto	N_2O_5 Anidride nitrica		
P			P_2O_3 Anidride fosforosa		P_2O_5 Anidride fosforica		
As			As_2O_3 Anidride arseniosa		As_2O_5 Anidride arsenica		
S				SO_2 Anidride solforosa		SO_3 Anidride solforica	
Se				SeO_2 Anidride seleniosa		SeO_3 Anidride selenica	
Cl	Cl_2O Anidride ipoclorosa		Cl_2O_3 Anidride clorosa		Cl_2O_5 Anidride clorica		Cl_2O_7 Anidride perclorica
Br	Br_2O Anidride ipobromosa		Br_2O_3 Anidride bromosa		Br_2O_5 Anidride bromica		
I	I_2O Anidride ipoiodosa				I_2O_5 Anidride iodica		I_2O_7 Anidride periodica
Cr						CrO_3 Anidride cromica	
Mn							Mn_2O_7 Anidride permanganica

I Perossidi

L'eccezione del numero di ossidazione dell'ossigeno

Definizione: Composti contenenti il gruppo -O-O- (legame O-O singolo). In questi composti O ha n.o. = -1 invece del consueto -2 , perché è legato a un altro ossigeno con la stessa elettronegatività $\rightarrow$ nessuno "vince" la competizione elettronica.

Perché O = $-I$ e non $-II$?



H: n.o. = $+1$

O-O: stessa EN $\rightarrow$ n.o. = -1 per ciascuno

$2(+1) + 2(-1) = 0 \checkmark$



Perossido di idrogeno
(acqua ossigenata)



Perossido di sodio



Perossido di bario

 H_2O_2 in biologia: specie reattiva dell'ossigeno (ROS) prodotta dal metabolismo aerobico. Ha un ruolo nella segnalazione cellulare ma in eccesso causa danno ossidativo (perossidazione lipidica, danno al DNA). L'enzima catalasi la decompone: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

I Superossidi

L'ossigeno ha n.o. $-1/2$ es. ione superossido $O^{-1/2}$

L'eccezione del numero di ossidazione dell'ossigeno

Tabella 7 Ossidi e perossidi di interesse biomedico.

Composto	Formula di struttura	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC	Applicazioni biomediche
MgO	Mg=O	Ossido di magnesio	(Mon)ossido di magnesio	Antiacido e lassativo
ZnO	Zn=O	Ossido di zinco	(Mon)ossido di zinco	Componente di unguenti e pomate dalle proprietà antinfiammatorie
H₂O₂	H—O—O—H	Acqua ossigenata	Perossido di idrogeno	Soluzione disinfettante Potere sbiancante in odontoiatria
PbO e PbO₂	-	Ossido di piombo e diossido di piombo	(Mon)ossido di piombo e diossido di piombo	Tossico, saturnismo
NO	N=O	Ossido nitroso	Ossido nitrico	Vasodilatatore Disfunzione erettile
Ione superossido	$O^{-1/2}$			Responsabile di stress ossidativo come nell'artrite

Gli Idruri

Composti binari tra idrogeno e un secondo elemento — n.o. H = ± 1

 Idruri ionici (metallici)
H ha n.o. = -1 ed è legato a un metallo. Formula generale: MeH_x dove x = valore assoluto del n.o. del metallo.

 Idruri covalenti
H ha n.o. = $+1$ ed è legato a un non metallo. Il simbolo del non metallo (R) viene prima. Formula: RH_x dove x = valore assoluto del n.o. del non metallo.

Tabella 8 — Idruri ionici e denominazioni (Formula generale: MeH_x)

Gruppo	I (MeH)	II (MeH ₂)	III (MeH ₃)	IV (MeH ₄)
Nome tradizionale	NaH Idruro di sodio	CaH ₂ Idruro di calcio	AlH ₃ Idruro di alluminio	PbH ₄ Idruro piombico
Nome IUPAC	Monoidruro di sodio	Diidruro di calcio	Triidruro di alluminio	Tetraidruro di piombo

Nomenclatura: nome del metallo + "idruro" (trad.) | prefisso numerico + "idruro di" + metallo (IUPAC)

 Rilevanza biologica: LiAlH_4 (idruro di litio e alluminio) è usato come riducente nella sintesi di farmaci. NaBH_4 (tetraidroborato di sodio) è impiegato nella riduzione di composti carbonilici. Gli idruri sono intermedi fondamentali nella chimica farmaceutica.

Gli Idruri Covalenti

H n.o. = +1, legato a non metallo — spesso con nomi comuni

Tabella 9 — Idruri covalenti e loro nomi comuni

N.O. non metallo	-3 (Formula: RH_3)	-4 (Formula: RH_4)
Formula generale	RH_3	RH_4
Esempi e rilevanza biologica	▶ BH_3, borano (B_2H_6 diborano): tossico, infiammabile ▶ NH_3, ammoniaca: prodotto del catabolismo delle proteine ▶ PH_3, fosfina: liberata nel processo di decomposizione dei cadaveri ▶ AsH_3, arsina: prodotto tossico che danneggia i globuli rossi	▶ CH_4, metano: prodotto dalla flora batterica intestinale (microbiota) ▶ SiH_4, silano: tossico e infiammabile

Nomenclatura IUPAC: prefisso (mono/di/tri...) + nome non metallo + "-uro" + "di" + "idrogeno"

Nome comune: NH_3 = ammoniaca | H_2O = acqua | H_2S = acido solfidrico | PH_3 = fosfina

⚠ I nomi comuni sono preferiti nella pratica biomedica — vanno memorizzati!

Gli idruri covalenti dei gruppi VI e VII con proprietà acide in acqua sono detti anche idracidi — argomento della slide successiva



NH_3 è un prodotto del catabolismo degli aminoacidi — elevati livelli ematici (iperammonemia) causano encefalopatia epatica. CH_4 è prodotto dal microbiota del colon e può essere misurato nel breath test per valutare la fermentazione intestinale.

Gli Idracidi

Idruri covalenti dei gruppi VI e VII con proprietà acide — H viene prima del non metallo

Definizione

Sono idruri covalenti del Gruppo VI e VII con proprietà acide. H viene prima del non metallo (H_xR). In acqua cedono $H^+ \rightarrow$ pH acido.

Nomenclatura

Tradizionale: acido + radice del non metallo + suffisso -idrico
IUPAC: non metallo + suffisso -uro + di + (prefisso numerico) + idrogeno

Tabella 10 — Idracidi, denominazioni e proprietà di interesse biomedico

VI gruppo	VII gruppo	Altri idracidi
H_2S, acido solfidrico (solfuro di diidrogeno): ▶ Molto tossico, si lega all'emoglobina in modo irreversibile ▶ Inibisce la respirazione cellulare H_2Se, acido selenidrico (seleniuro di diidrogeno): ▶ Tossico, inibisce la respirazione cellulare	HF, acido fluoridrico (fluoruro di idrogeno): ▶ Usato nella fluorizzazione dell'acqua (carie) HCl, acido cloridrico (cloruro di idrogeno): ▶ Prodotto dalla mucosa gastrica, conferisce il pH acido al succo gastrico — essenziale per i processi digestivi HBr, acido bromidrico: usato nella produzione di sali bromuri HI, acido iodidrico: usato per la sintesi di ioduri impiegati nella cura delle patologie tiroidee e nella prevenzione dalla contaminazione da radiazioni	HCN, acido cianidrico (o acido prussico), cianuro di idrogeno: ▶ Veleno metabolico ▶ Blocca la catena di trasporto degli elettroni nei mitocondri, impedendo l'utilizzo di ossigeno per produrre energia ▶ Usato come agente antineoplastico a bassissime concentrazioni

Gli Idrossidi

Composti ternari — metallo + ossigeno + idrogeno — gruppo $-OH$



Definizione semplice

Composti formati da un metallo, ossigeno e idrogeno. Formula: $Me(OH)_x$ dove $x = \text{n.o. del metallo}$. In soluzione acquosa liberano ioni $OH^- \rightarrow \text{pH basico } (>7)$.



Definizione rigorosa

Composti ionici con catione metallico e anione ossidrilico OH^- . Si ottengono dalla reazione di un ossido basico con acqua. Alcuni ($Al(OH)_3$, $Mg(OH)_3$) hanno carattere anfotero: si comportano sia da acido che da base.

Nomenclatura

Tradizionale (1 n.o.)

"idrossido di" + nome del metallo
Es: $NaOH$ = idrossido di sodio

Tradizionale (2 n.o.)

"idrossido" + radice del metallo + suffisso -oso/-ico
Es: $Sn(OH)_2$ = idrossido stannoso
 $Cu(OH)_2$ = idrossido rameico

IUPAC

"idrossido di" + nome del metallo + (valenza)
Es: $Al(OH)_3$ = idrossido di alluminio
 $Cu(OH)_2$ = idrossido di rame(II)

Esempi e applicazioni biologiche

$NaOH$

Idrossido di sodio
(soda caustica)



Regolazione pH industriale

$Ca(OH)_2$

Idrossido di calcio
(calce spenta)



Odontoiatria, trattamento acque

$Mg(OH)_2$

Idrossido di magnesio



Antiacido gastrico (iperacidità)

$Al(OH)_3$

Idrossido di alluminio
(anfoter)



Antiacido, adiuvante vaccini

Gli Ossiacidi (acidi ossigenati)

Acidi ternari contenenti ossigeno — Formula generale: $H_xR_yO_z$

Definizione semplice

Acidi ternari che contengono H, un non metallo (o semimetallo) e O. In acqua liberano $H^+ \rightarrow$ pH acido (<7). Gli anioni rimasti dopo la liberazione di H^+ sono i residui salini.

Come si formano

Derivano dalla reazione dell'anidride corrispondente con acqua:

- $\text{anidride} + nH_2O \rightarrow \text{Ossoacido}$

Es: $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$

Tabella 11 — Nomenclatura tradizionale degli ossiacidi (... = radice del nome di R)

Anidride	Acido	Anione (sale)	Esempio	N.O. del non metallo
anidride ipo...osa	acido ipo...oso	ione ipo...ito	$Cl_2O \rightarrow HClO$ (ac. ipocloroso)	il più basso
anidride ...osa	acido ...oso	ione ...ito	$SO_2 \rightarrow H_2SO_3$ (ac. solforoso)	basso
anidride ...ica	acido ...ico	ione ...ato	$SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ (ac. solforico)	alto
anidride per...ica	acido per...ico	ione per...ato	$Cl_2O_7 \rightarrow HClO_4$ (ac. perclorico)	Il più alto

Nomenclatura IUPAC: usa prefissi numerici (mono, di, tri...) e il numero di ossidazione tra parentesi in numeri romani.

Es: H_2SO_4 = acido tetraossosolforico(VI) | HNO_3 = acido triossonitrico(V) | H_3PO_4 = acido tetraossofosforico(V)



Regola per ricordare: più ossigeni terminali $\rightarrow$ acido più forte (effetto induttivo stabilizza la base coniugata). $HClO_4 > HClO_3 > HClO_2 > HClO$

Gli Ossiacidi (acidi ossigenati)

Acidi ternari contenenti ossigeno — Formula generale: H_xRyOz

Anidride	+ H ₂ O	Ossiacido	N.o. Cl
Cl ₂ O	→	acido ipocloroso (HClO)	+1
Cl ₂ O ₃	→	acido cloroso (HClO ₂)	+3
Cl ₂ O ₅	→	acido clorico (HClO ₃)	+5
Cl ₂ O ₇	→	acido perclorico (HClO ₄)	+7

Anidride	Ossiacido	N.o. S
SO ₂ (anidride solforosa)	acido solforoso (H ₂ SO ₃)	+4
SO ₃ (anidride solforica)	acido solforico (H ₂ SO ₄)	+6

Anidride	Ossiacido	N.o. N
NO (anidride nitrosa)	acido nitroso (HNO ₂)	+3
N ₂ O ₅ (anidride nitrica)	acido nitrico (HNO ₃)	+5

Più ossigeni nell'anidride → n.o. più alto → suffisso -ica/-ico

Eccezione:

Acido carbonico (H₂CO₃) e **acido silicico** (H₄SiO₄) hanno un solo n.o. rilevante, quindi non esiste la versione -oso. Vengono nominati direttamente con il suffisso -ico

Ossiacidi di interesse biomedico — Parte I

Non metalli: B, C, Si, N, P, As, S

Non metallo	Formula acido	Nome tradizionale	Nome IUPAC	Interesse biomedico
B	H ₃ BO ₃	Acido borico	Acido triossoborico(III)	Disinfezione piccole ferite cutanee
C	H ₂ CO ₃	Acido carbonico	Acido triossocarbonico(IV)	Con i carbonati forma tampone per equilibrio pH ematico e trasporto CO ₂ nel sangue. Usato in carbossiterapia.
Si	H ₄ SiO ₄	Acido silicico	Acido triossosilicico(IV)	Cura di Artrosi, artriti, osteoporosi
N	HNO ₂	Acido nitroso	Acido diossonitrico(III)	I sali (nitriti) sono utilizzati come vasodilatatori e antispasmodici
N	HNO ₃	Acido nitrico	Acido triossonitrico(V)	Decomponendosi forma NO (ossido nitrico): attività vasodilatatrice per disfunzione erettile
P	H ₃ PO ₃	Acido fosforoso	Acido triossofosforico(III)	Mordenzante in odontoiatria per applicazione di otturazioni
P	H ₃ PO ₄	Acido fosforico	Acido tetraossofosforico(V)	Correttore di acidità, antinausea. Fondamentale per DNA, RNA, ATP, fosfolipidi di membrana.
As	H ₃ AsO ₄	Acido arsenico	Acido tetraossoarsenico(V)	Come anidride è chemioterapico per leucemia; i suoi sali erano impiegati nel trattamento della sifilide
S	H ₂ SO ₃	Acido solforoso	Acido triossosolforico(IV)	Come conservante alimentare, inibisce la crescita batterica
S	H ₂ SO ₄	Acido solforico	Acido tetraossosolforico(VI)	Catalizzatore nella produzione di vari farmaci

Ossiacidi di interesse biomedico — Parte II

Non metalli: Se, Cl, Br, I, Cr, Mn

Non metallo	Formula	Nome tradizionale	Nome IUPAC	Interesse biomedico
Se	H ₂ SeO ₃	Acido selenioso	Acido triossoselenico(IV)	Applicazioni in dermoestetica
Cl	HClO	Acido ipocloroso	Acido monossooclorico(I)	Disinfettante a bassa tossicità
Cl	HClO ₄	Acido perclorico	Acido tetraossoclorico(VII)	I suoi sali erano usati per bloccare l'assorbimento dello iodio da parte della tiroide
Br	HBrO ₃	Acido bromico	Acido triossobromico(V)	Precursore di farmaci
I	HIO	Acido ipiodoso	Acido monossioiodico(I)	Attività disinfettante
I	HIO ₃	Acido iodico	Acido triossoiodico(V)	Colorazione PAS dei tessuti biotici ricchi di carboidrati: diagnostica di malattie metaboliche
Cr	H ₂ CrO ₄	Acido cromatico	Acido tetraossocromico(VI)	Il cromo esavalente è molto tossico, cancerogeno. Il cromo trivalente è un oligoelemento coinvolto nel metabolismo del glucosio.
Mn	HMnO ₄	Acido permanganico	Acido tetraossomanganico(VII)	I suoi sali (permanganati) sono usati come potenti disinfettanti di ulcere e ferite.

I Sali

Composti ionici da ioni positivi (cationi) e negativi (anioni)



Definizione semplice

I sali si ottengono per sostituzione dell'idrogeno di un acido con un catione OPPURE per sostituzione del gruppo OH dell'idrossido metallico con un anione. Si formano dalla reazione: $\text{acido} + \text{base} \rightarrow \text{sale} + \text{acqua}$



Tipi di sali

Sali binari: l'anione proviene da un idracido

Sali ternari (ossisali): l'anione proviene da un ossiacido

Nome: anione + "di" + nome del metallo

(Si aggiunge oso/ico se il metallo ha più n.o.)

Tabella 13 — Regole per la denominazione dell'anione dei sali

Acido	Suffisso nome acido	Suffisso anione	Esempio
Binario	acido ...idrico (acido clorid rico)	ione ...uro (ione clor uro)	$\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$ (cloruro di sodio)
Ternario (acido ...oso)	acido ...oso (acido nitro so)	ione ...ito (ione nitrito)	$\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_2^- \rightarrow \text{KNO}_2$ (nitrito di potassio)
Ternario (acido ...ico)	acido ...ico (acido nitri co)	ione ...ato (ione nitrato)	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_3^- \rightarrow \text{KNO}_3$ (nitrato di potassio)

-idrico $\rightarrow$ -uro

-oso $\rightarrow$ -ito

-ico $\rightarrow$ -ato

Nome tradizionale: anione + "di" + nome del metallo | Nome IUPAC: aggiunge prefissi numerici ed eventualmente valenze tra parentesi

Es: NaCl = cloruro di sodio | FeCl_2 = cloruro ferroso [trad.] o cloruro di ferro(II) [IUPAC]



I sali sono i composti più abbondanti nei fluidi biologici — NaCl , KCl , NaHCO_3 , Na_2HPO_4 regolano osmolalità, pH e segnalazione cellulare.

Tipi di Sali ed Esempi

Sali neutri, acidi e basici — nomenclatura tradizionale e IUPAC

Sale NEUTRO

Sostituzione TOTALE degli H^+
dell'acido con cationi metallici

- $BaCl_2$ — cloruro di bario: Cl^- da HCl (acido cloridrico)
- $CuCl$ — cloruro rameoso [trad.] / monocloruro di rame [IUPAC]
- $CuCl_2$ — cloruro rameico [trad.] / cloruro di rame(II) [IUPAC]
- Li_2CO_3 — carbonato di litio: ioni Li^+ e ione carbonato CO_3^{2-}

Sale ACIDO

Sostituzione PARZIALE degli H^+
→ restano H ionizzabili nella
formula

- $NaHS$ — idrogenosolfuro di sodio / bisolfuro / solfuro acido
- KH_2PO_4 — fosfato biacido di potassio / diidrogeno tetraossosolfato(V) di potassio

Sale BASICO

Sostituzione PARZIALE degli OH^-
→ restano gruppi OH nella
formula

- $Ca(OH)Cl$ — cloruro monobasico di calcio (costituente di ossa e denti)
- $Ca(OH)Cl$: il cloro ha sostituito solo parzialmente un OH dell'idrossido di calcio

Sali Binari di Interesse Biomedico

Tabella 14 — Formula, nome e applicazioni

Sale binario	Nome	Applicazioni biomediche
NaF	Fluoruro di sodio	Paste dentifricie, tossico in elevata concentrazione. Fluoro fondamentale per la mineralizzazione dello smalto dentale.
NaCl	Cloruro di sodio	Soluzione fisiologica allo 0,9% per endovena. Regola osmolalità plasmatica. Fondamentale per la trasmissione nervosa (pompa Na^+/K^+).
CaCl₂	Cloruro di calcio	Nei trattamenti contro le carenze di calcio (calciopenie) in associazione con vitamina D.
NH₄Cl	Cloruro di ammonio	In sostituzione di NaCl per diete prive di sodio. Espettorante.
NaBr	Bromuro di sodio	Sedativo e antiepilettico.
Fel₂	Ioduro ferroso	Trattamenti in presenza di carenze di ferro. Integratore.



I sali binari biomedici più importanti da memorizzare:

► NaCl = soluzione fisiologica (0,9%) ► NaF = fluorizzazione dentale ► Fel₂ = carenze di Fe ► NaBr = sedativo

Sali Ternari (Ossisali) di Interesse Biomedico

Tabella 14 — Formula, nome, anione caratterizzante e applicazioni

Sale ternario	Nome	Anione	Applicazioni biomediche
Li₂CO₃	Carbonato di litio	CO ₃ ²⁻	Psicofarmaco per stabilizzazione dell'umore (disturbo bipolare); alcuni tipi di cefalea.
CaCO₃	Carbonato di calcio	CO ₃ ²⁻	Antiacido. Integratore di calcio.
Na₂CO₃/NaHCO₃	Bicarbonato di sodio	HCO ₃ ⁻	Antiacido. Tampone ematico e urinario. Trasporto CO ₂ nel sangue. Sale acido (un H ancora ionizzabile).
CaSO₄	Solfato di calcio	SO ₄ ²⁻	Gesso per immobilizzazione delle fratture ossee.
BaSO₄	Solfato di bario	SO ₄ ²⁻	Mezzo di contrasto per RX nell'apparato digerente (radiologia).
KNO₂	Nitrito di potassio	NO ₂ ⁻	Antidoto per avvelenamento da cianuro.
Na₂HPO₄/NaH₂PO₄	Fosfato disodico / fosfato monosodico	HPO ₄ ²⁻	Tampone ematico e urinario (tampone fosfato pH 6.8–7.4).
Ca₃(PO₄)₂	Fosfato di calcio	PO ₄ ³⁻	Costituente la matrice di ossa e denti.
NaClO	Ipoclorito di sodio	ClO ⁻	Disinfettante, sbiancante.
KMnO₄	Permanganato di potassio	MnO ₄ ⁻	Forte ossidante, disinfettante in dermatologia per ulcere e ferite.

Schema Riassuntivo — Tutti i Composti

Dal binario al ternario: formula, nomenclatura e rilevanza biologica

Classe	Composizione	Formula	Esempio	Rilevanza biologica
Idruro ionico	Metallo + H (H = -1)	MeH _x	NaH CaH ₂	Riduttori in sintesi farmaceutica
Idruro covalente	Non metallo + H (H = +1)	RH _x	NH ₃ CH ₄	NH ₃ dal catabolismo proteine; CH ₄ dal microbiota
Idracido	H + non metallo (gruppi VI/VII)	H _x R	HCl H ₂ S	HCl nel succo gastrico (pH acido digestione)
Idrossido	Metallo + OH ⁻	Me(OH) _x	NaOH Ca(OH) ₂	Antiacido gastrico (Al(OH) ₃ , Mg(OH) ₂)
Ossiacido	H + non metallo + O	H _x R _y O _z	H ₂ CO ₃ H ₃ PO ₄	Tampone sangue (H ₂ CO ₃ /HCO ₃ ⁻); DNA/ATP (H ₃ PO ₄)
Sale binario	Catione + anione da idracido	MeX _n	NaCl NaF	Soluzione fisiologica; fluorizzazione dentale
Sale ternario	Catione + anione da ossiacido	Me _n A _m	NaHCO ₃ Ca ₃ (PO ₄) ₂	Tampone ematico; matrice ossea e dentale



Strategia: 1) Identifica se binario o ternario 2) Conta gli atomi di H → se H viene prima è idracido/idrossido 3) Se c'è O → ossiacido o sale ternario 4) Assegna il n.o. e nomina

Esercizi — Formula → Nome

Applica le regole di nomenclatura



Esercizi — Formula → Nome

Applica le regole di nomenclatura



✓ Ossido di ferro(III)

💡 Fe può essere +2 o +3 → calcola!



✓ Acido solforico

💡 S = +4 → suffisso -ico



✓ Idrossido di calcio

💡 Ca = +2, OH^- gruppo ossidrile



✓ Bicarbonato di sodio

💡 Sale acido: sostituzione parziale di H_2CO_3



✓ Perossido di idrogeno

💡 O = -1 → non è un ossido!



✓ Pentossido di difosforo
(anidride fosforica)

💡 Non metallo + O → anidride

Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Acido fosforico

È un ossiacido → formula generica **$H_xR_yO_z$** dove R è il P

Essendo un ossiacido O ha n.o. -2 invece il suffisso -ico indica che il fosforo ha il suo n.o. più alto ovvero +5

Ossiacido è il prodotto di reazione tra anidride e n molecole acqua

Iniziamo dal capire qual è l'anidride di partenza, tenendo conto del n.o. totale che deve essere 0

A partire da I due elementi O e P e sapendo che O ha n.o. -2 e P ha n.o. +5 affinché il n.o. totale sia zero l'anidride è così composta P_2O_5

Questa anidride in realtà può reagire con 1, 2 o 3 molecole di H_2O

$P_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2P_2O_6 \rightarrow$ Semplificando I pedici otteniamo HPO_3 e prende il nome di **acido meta fosforico**

$P_2O_5 + 2H_2O \rightarrow H_4P_2O_7 \rightarrow$ prende il nome di **acido piro fosforico**

$P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_8 \rightarrow$ Semplificando I pedici otteniamo **H_3PO_4** e prende il nome di **acido orto fosforico**

N.B. quando parliamo comunemente di acido fosforico si fa riferimento a quello -orto, questo suffisso viene però tralasciato e rimane solo acido fosforico

Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Idrossido di calcio

È un idrossido quindi formato da un metallo (in questo caso il Ca), ossigeno e idrogeno. Formula: $\text{Me}(\text{OH})_x$

Ca → n.o. unico +2

O → n.o. -2

H → n.o. +1

OH ha in tot $-2+1=-1$

Ciò significa che abbiamo Bisogno di 2 gruppi OH per bilanciare il Ca

$\text{Ca}(\text{OH})_2$

Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Bicarbonato di sodio

Il nome contiene due informazioni fondamentali: sodio e bicarbonato.

Il sodio è un metallo del gruppo 1, quindi forma sempre il catione Na^+ con carica +1

Per il bicarbonato il prefisso bi- non è casuale: indica che siamo di fronte ad un sale acido, cioè un sale in cui l'acido di partenza ha ceduto solo una parte dei suoi idrogeni. L'acido di partenza è l'acido carbonico H_2CO_3 , che ha 2 idrogeni ionizzabili. Se ne cede solo uno al sodio, rimane HCO_3^- ovvero l'anione bicarbonato, con carica -1 perché ha perso un H^+ .

Bilanciando: Na^+ (+1) e HCO_3^- (-1) si bilanciano perfettamente in rapporto 1:1.



Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Perossido di idrogeno

Qui il termine chiave è perossido. Questa parola indica che non stiamo guardando un ossido normale, ma un composto che contiene il gruppo -O-O- , cioè due atomi di ossigeno legati direttamente tra loro.

Questo legame O-O è cruciale perché cambia il numero di ossidazione dell'ossigeno. Normalmente $\text{O} = -2$, ma nel perossido i due ossigeni hanno la stessa elettronegatività e si contendono gli elettroni in modo paritario, nessuno dei due "vince". Ogni ossigeno acquisisce quindi solo 1 elettrone invece di 2, e il suo n.o. diventa -1 .

I componenti sono idrogeno ($\text{H} = +1$) e ossigeno ($\text{O} = -1$). Per ottenere una molecola neutra:

ogni H porta $+1$, ogni O porta -1 ma siamo in presenza di due O e quindi servono 2H e 2 O

$$2 \times (+1) + 2 \times (-1) = 0 \checkmark \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$$

Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Anidride carbonica

Si tratta di un ossido acido, cioè un composto formato da un non metallo e ossigeno. Il non metallo è il carbonio. Il suffisso -ica indica il numero di ossidazione più alto del carbonio, che è +4.

La molecola è neutra, è composta solo da C e O, e O = -2 sempre nelle anidridi.

$$C + n O = 0$$

$$+4 + n(-2) = 0$$

$$n = 2$$

Formula: CO₂

Esercizi — Nome → Formula

Dal nome risali alla formula e al numero di ossidazione

Fosfato di calcio

È un **sale ternario neutro**, lo riconosco perché il nome è composto da un anione che deriva da un ossiacido (fosfato, che viene dall'acido fosforico) e un metallo (calcio), senza nessun prefisso che indichi sale acido.

Come arrivo alla formula?

Il calcio forma sempre Ca^{2+} con carica +2.

Il fosfato deriva dall'acido fosforico H_3PO_4 . Per trovare la carica dell'anione tolgo tutti e 3 gli H^+ :

$\text{H}_3\text{PO}_4 - 3\text{H}^+ \rightarrow \text{PO}_4^{3-}$ (carica -3) ed è il gruppo fosfato

Ora cerco quanti Ca^{2+} e quanti PO_4^{3-} mi servono per arrivare a zero:

$$3 \text{ Ca} \text{ e } 2 \text{ PO}_4 \rightarrow +6 + (-6) = 0 \checkmark$$

Formula: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Esercizi per la prossima lezione

Assegna n.o., classifica il composto e dai il nome

1

Qual è il n.o. di S in Na_2SO_4 ?

2

Classifica BaO_2 e assegna il n.o. di O

3

Qual è la formula dell'anidride fosforica?

4

NaHCO_3 : che tipo di sale è? Qual è il n.o. di C?



Strategia per gli esercizi: 1) Identifica il tipo di composto 2) Assegna n.o. in ordine di priorità 3) Calcola l'incognita 4) Dai il nome