

Numero di ossidazione

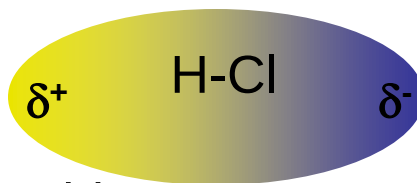
Si definisce numero di ossidazione la carica elettrica che l'elemento assume in un composto se si pensa di associare gli elettroni di ciascun legame all'atomo considerato più elettronegativo

Il numero di ossidazione può assumere valori sia positivi che negativi

Quando gli elettroni di legame vengono assegnati all'elemento più elettronegativo, esso si carica di tante cariche negative quanti sono gli elettroni acquistati.

Numero di ossidazione in composti neutri o ioni complessi a struttura covalente

IL TRASFERIMENTO DI ELETTRONI NON E' COMPLETO



La carica di ciascun atomo dovrebbe essere espressa da un numero frazionario di difficile determinazione.



Per i composti ionici trasferimento elettronico completo

Il n.o. coincide con la carica stessa



DETERMINAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE DEGLI ELEMENTI NEI LORO COMPOSTI/1

Il n.o. di un atomo in una molecola può essere determinato in base alle seguenti semplici regole:

1. Il n.o. di una specie elementare è **zero**
2. Il n.o. di un catione o di un anione corrisponde alla propria carica
3. L'idrogeno H ha sempre n.o. **+1**, tranne che negli idruri (composti binari con i metalli) in cui presenta n.o. **-1**
4. L'ossigeno O ha sempre n.o. **-2**, tranne in OF_2 (n.o. **+2**) nei perossidi ($-\text{O}-\text{O}-$, n.o. **-1**) e nei superossidi (n.o. **$-1/2$**).

DETERMINAZIONE DEL NUMERO DI OSSIDAZIONE DEGLI ELEMENTI NEI LORO COMPOSTI/2

5. Il fluoro F ha sempre n.o. **-1**.
6. Il cloro Cl ha sempre n.o. **-1**, tranne nei legami con F e con O $\rightarrow$ n.o. positivi.
7. Il Br ha sempre n.o. **-1** tranne nei legami con F, O e Cl $\rightarrow$ n.o. positivi.
8. I metalli hanno sempre n.o. positivi; i metalli alcalini: n.o. **+1**
9. I metalli alcalino terrosi, Zn e Cd: n. o. **+ 2**.
10. Il B e l'Al: n.o. **+3**
11. In una molecola la somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi deve essere **zero**.
12. In uno ione (positivo o negativo) la somma algebrica dei n.o. deve essere uguale alla **carica** dello ione stesso.

Esempi di calcolo del numero di ossidazione

Calcolare il n.o. del Mn nel KMnO_4

K n.o. = +1

O n.o. = -2

La molecola è neutra per cui

$$\text{n.o.}_{\text{Mn}} + \text{n.o.}_{\text{K}} + 4\text{n.o.}_{\text{O}} = 0$$



Mn n.o. = +7

Calcolare il n.o. del P nello ione poliatomico H_2PO_4^-

H n.o. = +1

O n.o. = -2

Lo ione ha carica -1 per cui

$$2\text{n.o.}_{\text{H}} + \text{n.o.}_{\text{P}} + 4\text{n.o.}_{\text{O}} = -1$$



P n.o. = +5

Esempi di calcolo del numero di ossidazione

Esempio 1

Calcolare il numero di ossidazione dell'azoto N nei seguenti composti
NO, NO₂, HNO₃, N₂O₅



Esempio 2

Calcolare il n.o. del cromo Cr nei seguenti composti
Cr₂O₃, Cr₂O₇²⁻



Nomenclatura chimica

Le regole di nomenclatura attualmente in uso sono state formulate dalla

COMMISSIONE dell'UNIONE di CHIMICA PURA e APPLICATA (IUPAC)

In base a tali regole è possibile stabilire la formula del composto e risalire al nome
dalla formula

Ioni

monoatomici

poliatomici

Composti binari

sali binari

ossidi

perossidi

idruri

idrossidi

idracidi

Composti ternari

acidi ossigenati

sali di acidi ossigenati

Ioni positivi (cationi)

Ioni positivi monoatomici

(notazione di Stock) *ione + nome del metallo + stato di ossidazione*

(vecchia notazione) *ione + nome del metallo con suffisso oso (n.o. ↓) o ico (n.o. ↑)*

Esempi:

<i>ione</i>	<i>notazione di Stock</i>	<i>vecchia notazione</i>
Cu^{2+}	ione rame (II)	ione rame ico
Cu^{+}	ione rame (I)	ione rame oso
Fe^{3+}	ione ferro (III)	ione ferr ico
Fe^{2+}	ione ferro (II)	ione ferr oso
Na^{+}	ione sodio	ione sodio
Ca^{2+}	ione calcio	ione calcio
Zn^{2+}	ione zinco	ione zinco

Ioni positivi poliatomici

ione + nome dell'elemento legato all'idrogeno + desinenza onio

Esempi: H_3O^{+} ione ossonio

PH_4^{+} ione fosfonio

Eccezione: NH_4^{+} ione ammonio

Ioni negativi (anioni)

Ioni negativi monoatomici

ione + nome dell'elemento + suffisso uro

Esempi:

Br^-	ione brom <u>uro</u>
F^-	ione fluor <u>uro</u>
S^{2-}	ione solf <u>uro</u>
P^{3-}	ione fosf <u>uro</u>
N^{3-}	ione nitr <u>uro</u>

Ioni negativi poliatomici

ione + nome dell'elemento + desinenza uro

Esempi:

S_2^{2-}	ione disolf <u>uro</u>
C_2^{2-}	ione dicarb <u>uro</u>
CN^-	ione cian <u>uro</u>

Eccezioni:

O^{2-}	ione ossido
OH^-	ione idrossido
O_2^{2-}	ione perossido

Composti binari

Composti formati da due sole specie atomiche

La desinenza **uro** viene assunta dall'elemento più elettronegativo

NaCl	cloruro di sodio
KI	ioduro di potassio
NaF	fluoruro di sodio
LiH	idruro di litio
SiC	carburo di silicio

Eccezione:

I composti dell'ossigeno vengono chiamati **ossidi** anziché ossigenuri

CaO	ossido di calcio
CO	monossido di carbonio
CO ₂	diossido di carbonio o anidride carbonica
SO ₃	triossido di zolfo o anidride solforica
SO ₂	diossido di zolfo o anidride solforosa

Perossidi

H ₂ O ₂	perossido di idrogeno o acqua ossigenata
Na ₂ O ₂	perossido di sodio

Quando gli elementi presentano più di un n.o.:

- notazione di stock (per l'elemento meno elettronegativo)
- suffisso oso (n.o. più basso) o ico (n.o. più alto)

Esempi:

FeCl_2	cloruro di ferro (II) o cloruro ferr <u>oso</u>
FeCl_3	cloruro di ferro (III) o cloruro ferr <u>ico</u>
SnCl_2	cloruro di stagno(II) o cloruro stann <u>oso</u>
SnCl_4	cloruro di stagno (IV) o cloruro stann <u>ico</u>
CuCl	cloruro di rame (I) o cloruro rame <u>oso</u>
CuCl_2	cloruro di rame (II) o cloruro rame <u>ico</u>

Idrossidi

Composti formati da un catione metallico e da uno o più gruppi OH^- che ne neutralizzano la carica

Idrossido + nome del metallo + stato di ossidazione del metallo (notazione di Stock)

*Idrossido + nome del metallo + suffisso **oso** (n.o. più basso) o **ico** (n.o. più alto)*

Esempi:

NaOH idrossido di sodio

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ idrossido di magnesio

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ idrossido di ferro (III) o idrossido ferrico

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ idrossido di ferro (II) o idrossido ferroso

Idracidi

Composti formati dall'idrogeno con elementi non metallici

Acido + nome dell'elemento + suffisso idrico

Esempi:

HCl acido cloridrico

HBr acido bromidrico

HF acido fluoridrico

H_2S acido solfidrico

HCN acido cianidrico

Composti ternari

Acidi ossigenati (ossiacidi)

Composti formati da un atomo di un elemento legato (con legami covalenti) ad uno o più gruppi OH ed eventuali atomi di ossigeno

Acido + nome dell'elemento + suffisso oso (per n.o. ↓) o ico (per n.o. ↑)

Esempio:

HNO_3	acido nitr <u>ico</u>
HNO_2	acido nitr <u>oso</u>
H_2SO_4	acido solfor <u>ico</u>
H_2SO_3	acido solfor <u>oso</u>

Quando il non metallo presenta più di due numeri di ossidazione, si usano anche i *prefissi ipo- (per il n.o. più basso) e per- (per il n.o. più alto)*

Esempio:

HClO	acido <u>ipo</u> clor <u>oso</u>
HClO_2	acido clor <u>oso</u>
HClO_3	acido clorico
HClO_4	acido <u>per</u> clor <u>ico</u>

Ossanioni

Ioni poliatomi costituiti da un non metallo e ossigeno

*lone + nome dell'elemento + suffisso **ito** (per n.o. più basso) **ato** (per n.o. più alto)*

Esempi:

SO_4^{2-}	ione sol ato
SO_3^{2-}	ione sol ito
NO_3^-	ione nitr ato
NO_2^-	ione nitr ito



Sali degli acidi ossigenati

Composti formati dall'anione ossiacido e da un metallo

Nome dell'ossiacido + nome del catione

Esempi:

CaSO_4	solfato di calcio
CaSO_3	solfito di calcio
NaNO_3	nitrato di sodio
NaNO_2	nitrito di sodio

Sali degli acidi ossigenati con idrogeno

*Prefisso **bi** + nome dell'ossiacido + nome del sale corrispondente*

Esempi:

NaHCO_3	bicarbonato di sodio
KHSO_3	bisolfito di potassio

Nomi tradizionali degli anioni ammessi dalla IUPAC insieme a quelli dell'acido corrispondente

	<i>Ione</i>		<i>Acido</i>
BO_3^{3-}	Borato	H_3BO_3	Borico
CO_3^{2-}	Carbonato	H_2CO_3	Carbonico
SiO_4^{4-}	(Orto)silicato	H_4SiO_4	(Orto)silicico
NO_2^-	Nitrito	HNO_2	Nitroso
NO_3^-	Nitrato	HNO_3	Nitrico
PO_4^{3-}	(Orto)fosfato	H_3PO_4	(Orto)fosforico
SO_3^{2-}	Solfito	H_2SO_3	Solforoso
SO_4^{2-}	Solfato	H_2SO_4	Solforico
ClO^-	Ipoclorito	HClO	Ipocloroso
ClO^{2-}	Clorito	HClO_2	Cloroso
ClO^{3-}	Clorato	HClO_3	Clorico
ClO^{4-}	Perclorato	HClO_4	Perclorico
CrO_4^{2-}	Cromato	H_2CrO_4	Cromico
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Dicromato	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Dicromico
MnO_4^{2-}	Manganato	H_2MnO_4	Manganico
MnO_4^-	Permanganato	HMnO_4	Permanganico

Reazioni ed equazioni chimiche

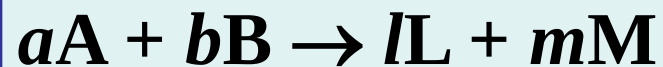
Reazione chimica

➤ Trasformazione di una o più sostanze (reagenti) in una o più sostanze (prodotti)

Equazioni chimiche

➤ Rappresentazioni scritte delle reazioni chimiche

➤ Occorre conoscere le formule chimiche di tutti i reagenti e di tutti i prodotti di reazione



Informazioni ricavabili dall'equazione:

✗ Le sostanze A e B sono i reagenti

✗ Le sostanze L e M sono i prodotti

✗ Il simbolo $\rightarrow$ indica che i reagenti si trasformano *irreversibilmente* nei prodotti.

Se la reazione è *reversibile* si usa il simbolo $\rightleftharpoons$

✗ I numeri a , b , l , m che precedono le formule sono i coefficienti stechiometrici e indicano il numero di ogni specie reagente e di ogni specie prodotta (atomi, molecole, ioni, ecc.)

Numero di molecole (atomi, ioni, ecc.)



numero di moli

a moli di A reagiscono con b moli di B

per formare

l moli di L e m moli di M

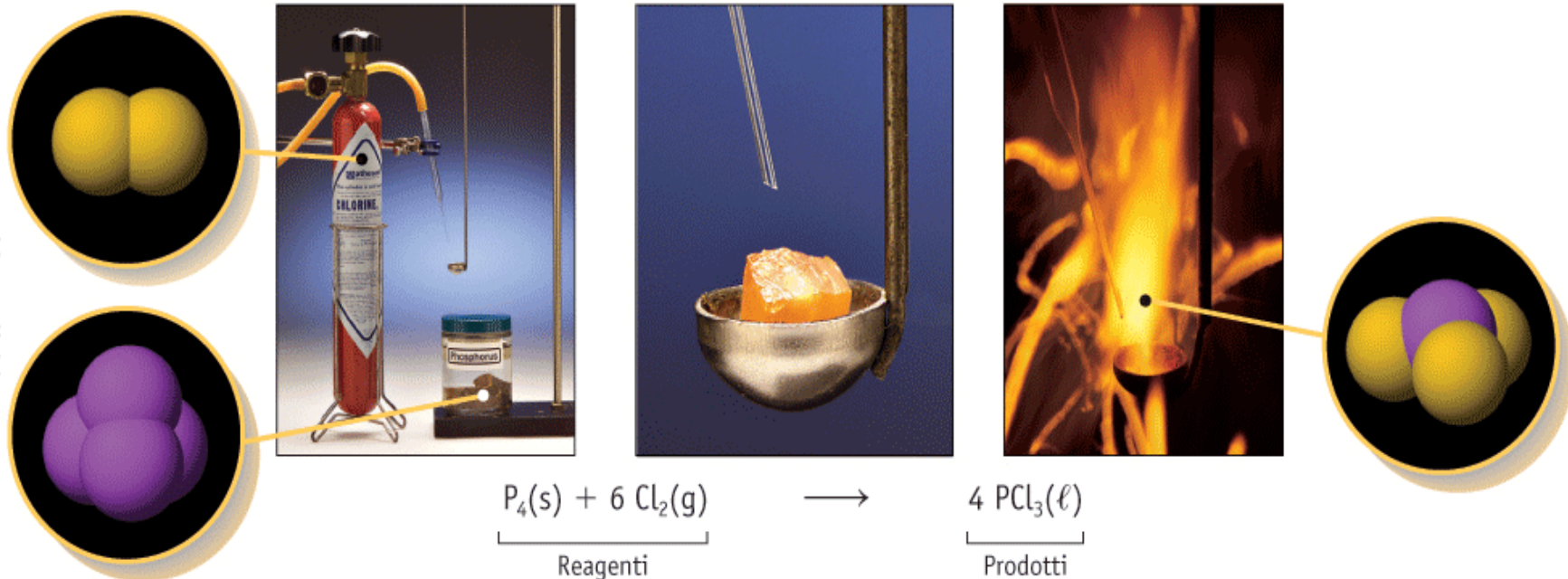


Figura 4.1 Reazione del fosforo bianco solido con cloro gassoso. Il prodotto è tricloruro di fosforo liquido.

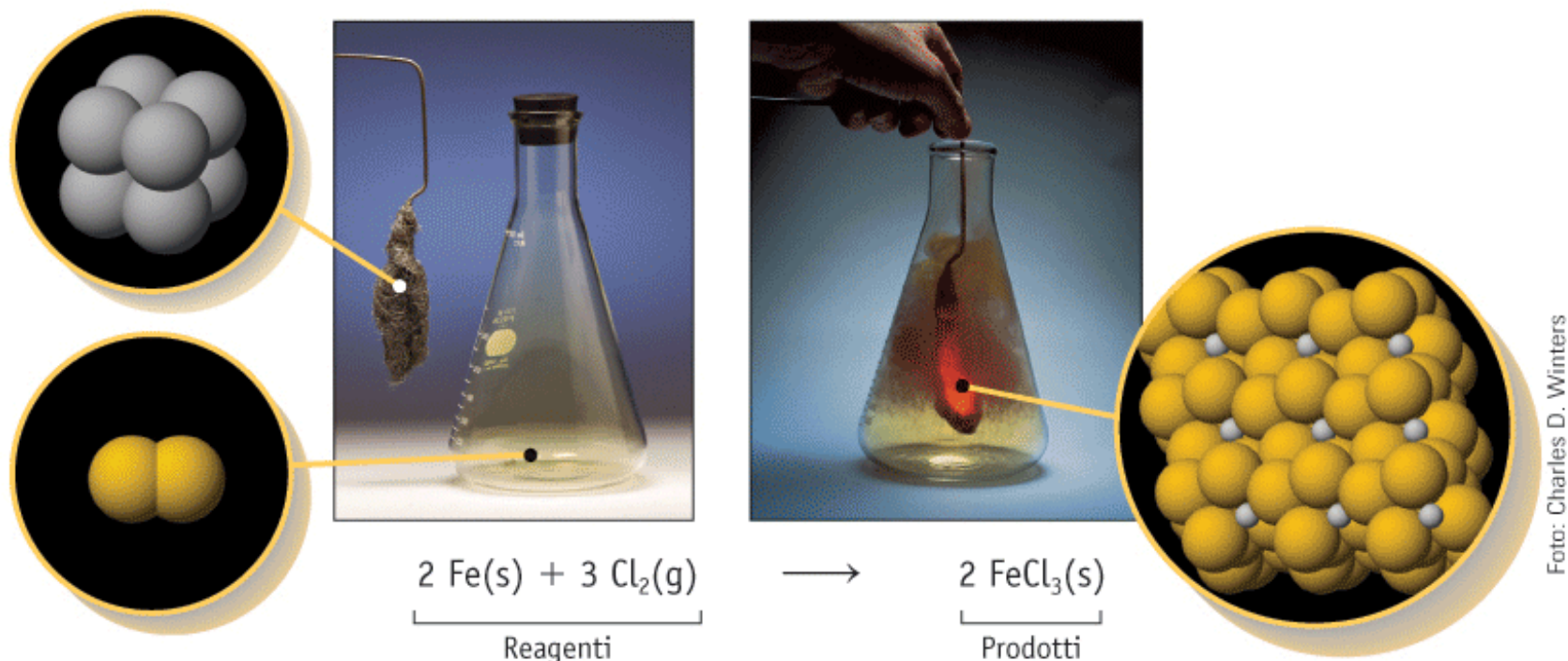


Figura 4.2 La reazione tra ferro e cloro. Un pezzo di ferro spugnoso viene introdotto in una beuta che contiene cloro gassoso. Il calore sviluppato dalla reazione infiamma il ferro e si forma cloruro di ferro(III) marrone.

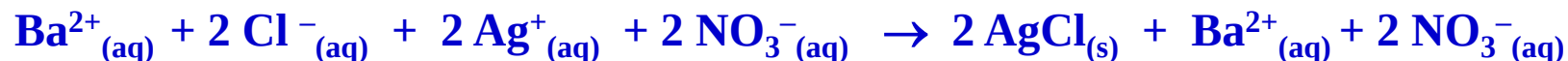
Classificazione delle reazioni chimiche/1

Le reazioni chimiche possono essere divise in due classi principali:

- a) reazioni che avvengono senza trasferimento di elettroni (reazioni di scambio, reazioni di neutralizzazione, reazioni di dissociazione, reazioni di combustione)

Esempio 1: $\text{BaCl}_2 + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ (reazione di scambio)

Questa reazione può essere meglio scritta nel modo seguente:



Considerando che il solido AgCl è un solido ionico, formato da ioni Ag^{+} e Cl^{-} , si può osservare che durante la reazione nessuno degli ioni cambia la propria struttura elettronica.

Esempio 2: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (reazione di neutralizzazione)

Esempio 3: $\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$ (reazione di dissociazione)

Esempio 4: $2\text{C}_8\text{H}_{18(\text{l})} + 25\text{O}_2 \rightarrow 16\text{CO}_{2(\text{g})} + 18\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ (reazione di combustione)

Classificazione delle reazioni chimiche/2

b) reazioni che avvengono con trasferimento di elettroni (reazioni di ossido-riduzione o redox)

Esempio:



Questa reazione può essere meglio scritta nel modo seguente:



Si può osservare che alcune specie cambiano la propria struttura elettronica:

l'atomo di **Zn** da neutro si trasforma in ione **Zn²⁺**;

lo ione **Cu²⁺** si trasforma in atomo neutro **Cu**.

Tali trasformazioni comportano necessariamente uno *scambio di elettroni*:

