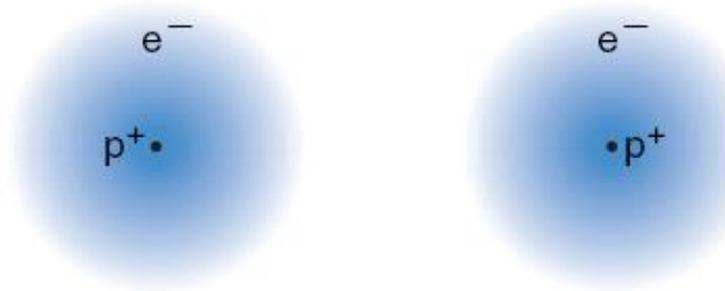
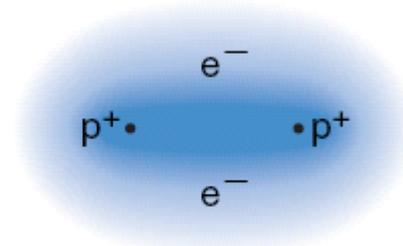


# Composti covalenti

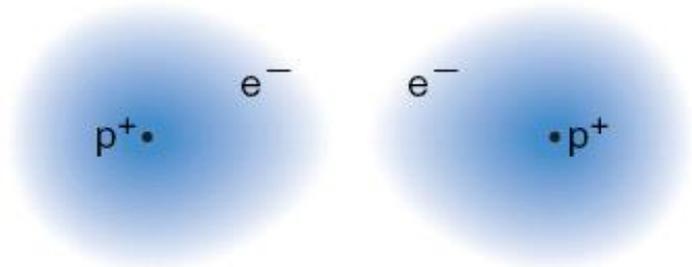
I legami **covalenti** si formano quando gli elementi, generalmente non metalli, **condividono elettroni**.



A Nessuna interazione



C Legame covalente



B Comincia l'attrazione

**Molecola: è l'unità fondamentale di un elemento o di un composto covalente, costituita da due o più elementi legati tramite condivisione di elettroni.**

**La maggior parte dei composti covalenti è costituita da molecole.**

# Composti ionici

Uno **ione** è una particella carica ottenuta da un atomo o un gruppo di atomi legati chimicamente per addizione o sottrazione di elettroni.

**Anione**: ione carico **negativamente**  $\text{Cl}^-$   $\text{SO}_4^{2-}$

**Catione**: ione carico **positivamente**  $\text{Na}^+$   $\text{Ca}^{2+}$

Un **composto ionico** è un composto costituito da cationi ed anioni tenuti assieme da forze elettrostatiche in una disposizione spaziale regolare. In tali casi si parla di **unità formula** più che di formula chimica e non si può definire una molecola

$\text{NaCl}$       1 ione  $\text{Na}^+$       per ogni ione  $\text{Cl}^-$

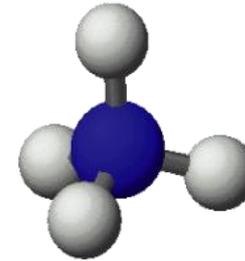
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$       2 ioni  $\text{Fe}^{3+}$       per 3 ioni  $\text{SO}_4^{2-}$

# Ioni Poliatomici

L'unico **catione poliatomico** di rilievo è:



**ione ammonio**



ione ammonio ( $\text{NH}_4^+$ )

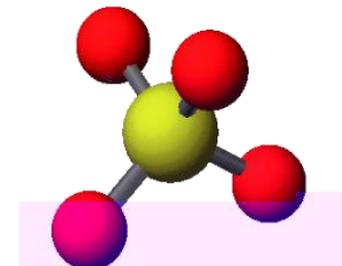
La maggior parte degli ioni poliatomici sono **ossianioni**,  
contenenti **ossigeno** più un altro elemento:



**ione carbonato**



**ione solfato**



ione solfato ( $\text{SO}_4^{2-}$ )

# Numero di ossidazione

**Carica formale o reale** che un atomo assume se **gli elettroni non fossero condivisi** bensì **completamente trasferiti**

Si definisce **numero di ossidazione** o stato di ossidazione la carica, reale o formale, che acquista un atomo quando si assegnano convenzionalmente gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.



**Elettronegatività:** capacità di un atomo in una molecola di attrarre maggiormente a sé gli elettroni di legame

## Composti **ionici**: carica **reale**

La carica è reale nei composti ionici ed in tal caso coincide con il numero di cariche portate dallo ione.

Ad esempio nel cloruro di sodio NaCl, costituito da uno ione sodio  $\text{Na}^+$  e da uno ione cloro  $\text{Cl}^-$ , il sodio presenta n.o.+1, mentre il cloro presenta n.o.-1.

## Composti **covalenti**: carica **formale**

La carica è formale nei composti covalenti. Ad esempio nell'acqua  $\text{H}_2\text{O}$ , gli elettroni di legame vengono assegnati all'ossigeno più elettronegativo, il quale assume perciò convenzionalmente 2 cariche negative e presenta n.o. -2. Ciascuno dei due idrogeni presenta quindi n.o. +1.

Il numero di ossidazione si scrive sopra il simbolo chimico sotto forma di numero relativo

+4  
Pb

✓ Il n.o. di un atomo di una qualsiasi **specie chimica allo stato elementare** é uguale a zero

Na, Fe, C, H<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>, ecc. n.o. = 0

✓ Il n.o. di un qualsiasi **ione monoatomico** é uguale alla carica dello ione

|      |                 |                  |                  |                 |                 |
|------|-----------------|------------------|------------------|-----------------|-----------------|
| Ione | Na <sup>+</sup> | Ba <sup>2+</sup> | Fe <sup>3+</sup> | Br <sup>-</sup> | S <sup>2-</sup> |
| n.o. | +1              | +2               | +3               | -1              | -2              |

✓ Il n.o. dell'**idrogeno** nei suoi composti é sempre uguale a +1, ad eccezione degli idruri in cui é uguale a -1

n.o.<sub>H</sub> = +1 HCl, H<sub>2</sub>O, HNO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, ecc.

n.o.<sub>H</sub> = -1 NaH, CaH<sub>2</sub>, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>, ecc.

✓ Il n.o. dell'**ossigeno** nei suoi composti é sempre uguale a -2, ad eccezione dei perossidi in cui é uguale a -1 e dei composti con il fluoro in cui é uguale a +2

n.o.<sub>O</sub> = -2 H<sub>2</sub>O, BaO, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, ecc.

n.o.<sub>O</sub> = -1 H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, ecc.

n.o.<sub>O</sub> = +2 OF<sub>2</sub>

✓ La somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi in un **composto neutro** deve essere uguale a zero

✓ La somma algebrica dei n.o. di tutti gli atomi in uno **ione poliatomico** (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>, ecc.) deve essere uguale alla carica dello ione

**Figura 8.12** Una tavola periodica di configurazioni elettroniche parziali dello stato fondamentale. Queste configurazioni elettroniche dello stato fondamentale mostrano gli elettroni oltre il gas nobile precedente nel blocco di sottolivelli che viene riempito (esclusi i sottolivelli interni occupati). Per gli elementi dei gruppi principali, l'intestazione del gruppo identifica la configurazione esterna generale. Sono presenti spesso configurazioni elettroniche anomale tra gli elementi dei blocchi *d* e *f*, le prime due compaiono per Cr ( $Z = 24$ ) e Cu ( $Z = 29$ ). L'elio è colorato come elemento del blocco *s* ma è collocato con gli altri membri del Gruppo 8A(18).

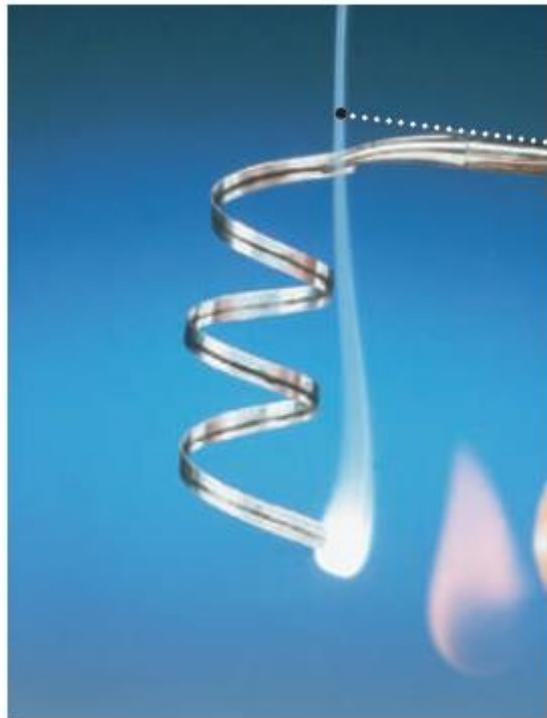
| Elementi dei gruppi principali (blocco s) |                    | Elementi di transizione (blocco d) |                                    |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                            | Elementi dei gruppi principali (blocco p) |                           |                           |                           |                           |                         |                         |
|---|--------------------|------------------------------------|------------------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|----------------------------|---|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|-------------------------|-------------------------|
| 1A (1)                                    |                    |                                    |                                    |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                            |   |                           |                           |                           |                           | 8A (18)                 |                         |
| $ns^1$                                    |                    |                                    |                                    |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                            | $ns^2np^6$                                |                           |                           |                           |                           |                         |                         |
| 1   | 1<br>H<br>$1s^1$   |                                    |                                    |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                            | 2A (2)                                    |                           |                           |                           |                           |                         | 2<br>He<br>$1s^2$       |
| 2   | 3<br>Li<br>$2s^1$  | 4<br>Be<br>$2s^2$                  | Elementi di transizione (blocco d) |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                          |                            |   | 5<br>B<br>$2s^2 2p^1$     | 6<br>C<br>$2s^2 2p^2$     | 7<br>N<br>$2s^2 2p^3$     | 8<br>O<br>$2s^2 2p^4$     | 9<br>F<br>$2s^2 2p^5$   | 10<br>Ne<br>$2s^2 2p^6$ |
| 3   | 11<br>Na<br>$3s^1$ | 12<br>Mg<br>$3s^2$                 | 3B (3)                             | 4B (4)                   | 5B (5)                   | 6B (6)                   | 7B (7)                   | 8B (8) (9) (10)          |                          |                          | 1B (11)                    | 2B (12)                                   | 13<br>Al<br>$3s^2 3p^1$   | 14<br>Si<br>$3s^2 3p^2$   | 15<br>P<br>$3s^2 3p^3$    | 16<br>S<br>$3s^2 3p^4$    | 17<br>Cl<br>$3s^2 3p^5$ | 18<br>Ar<br>$3s^2 3p^6$ |
| 4   | 19<br>K<br>$4s^1$  | 20<br>Ca<br>$4s^2$                 | 21<br>Sc<br>$4s^2 3d^1$            | 22<br>Ti<br>$4s^2 3d^2$  | 23<br>V<br>$4s^2 3d^3$   | 24<br>Cr<br>$4s^1 3d^5$  | 25<br>Mn<br>$4s^2 3d^5$  | 26<br>Fe<br>$4s^2 3d^6$  | 27<br>Co<br>$4s^2 3d^7$  | 28<br>Ni<br>$4s^2 3d^8$  | 29<br>Cu<br>$4s^1 3d^{10}$ | 30<br>Zn<br>$4s^2 3d^{10}$                | 31<br>Ga<br>$4s^2 4p^1$   | 32<br>Ge<br>$4s^2 4p^2$   | 33<br>As<br>$4s^2 4p^3$   | 34<br>Se<br>$4s^2 4p^4$   | 35<br>Br<br>$4s^2 4p^5$ | 36<br>Kr<br>$4s^2 4p^6$ |
| 5   | 37<br>Rb<br>$5s^1$ | 38<br>Sr<br>$5s^2$                 | 39<br>Y<br>$5s^2 4d^1$             | 40<br>Zr<br>$5s^2 4d^2$  | 41<br>Nb<br>$5s^1 4d^4$  | 42<br>Mo<br>$5s^1 4d^5$  | 43<br>Tc<br>$5s^2 4d^5$  | 44<br>Ru<br>$5s^1 4d^7$  | 45<br>Rh<br>$5s^1 4d^8$  | 46<br>Pd<br>$4d^{10}$    | 47<br>Ag<br>$5s^1 4d^{10}$ | 48<br>Cd<br>$5s^2 4d^{10}$                | 49<br>In<br>$5s^2 5p^1$   | 50<br>Sn<br>$5s^2 5p^2$   | 51<br>Sb<br>$5s^2 5p^3$   | 52<br>Te<br>$5s^2 5p^4$   | 53<br>I<br>$5s^2 5p^5$  | 54<br>Xe<br>$5s^2 5p^6$ |
| 6   | 55<br>Cs<br>$6s^1$ | 56<br>Ba<br>$6s^2$                 | 57<br>La*<br>$6s^2 5d^1$           | 72<br>Hf<br>$6s^2 5d^2$  | 73<br>Ta<br>$6s^2 5d^3$  | 74<br>W<br>$6s^2 5d^4$   | 75<br>Re<br>$6s^2 5d^5$  | 76<br>Os<br>$6s^2 5d^6$  | 77<br>Ir<br>$6s^2 5d^7$  | 78<br>Pt<br>$6s^1 5d^9$  | 79<br>Au<br>$6s^1 5d^{10}$ | 80<br>Hg<br>$6s^2 5d^{10}$                | 81<br>Tl<br>$6s^2 6p^1$   | 82<br>Pb<br>$6s^2 6p^2$   | 83<br>Bi<br>$6s^2 6p^3$   | 84<br>Po<br>$6s^2 6p^4$   | 85<br>At<br>$6s^2 6p^5$ | 86<br>Rn<br>$6s^2 6p^6$ |
| 7   | 87<br>Fr<br>$7s^1$ | 88<br>Ra<br>$7s^2$                 | 89<br>Ac**<br>$7s^2 6d^1$          | 104<br>Rf<br>$7s^2 6d^2$ | 105<br>Db<br>$7s^2 6d^3$ | 106<br>Sg<br>$7s^2 6d^4$ | 107<br>Bh<br>$7s^2 6d^5$ | 108<br>Hs<br>$7s^2 6d^6$ | 109<br>Mt<br>$7s^2 6d^7$ | 110<br>Ds<br>$7s^2 6d^8$ | 111<br>Uuu<br>$7s^2 6d^9$  | 112<br>Uub<br>$7s^2 6d^{10}$              | 113<br>Uut<br>$7s^2 7p^1$ | 114<br>Uuq<br>$7s^2 7p^2$ | 115<br>Uup<br>$7s^2 7p^3$ | 116<br>Uuh<br>$7s^2 7p^4$ |                         |                         |

- ✓ Gli elementi del I, II, III gruppo A hanno numero di ossidazione che coincide con quello del gruppo
- ✓ IV, V, VI, VII gruppo A: il numero di ossidazione più elevato che un elemento può assumere in generale coincide con quello del gruppo



# Reazioni di ossidazione

L'ossidazione è la *perdita* di elettroni

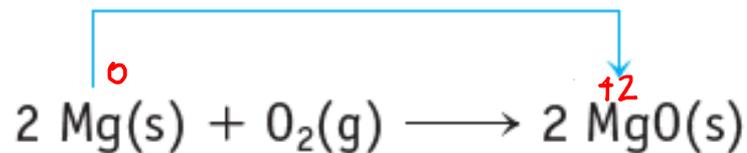


© Cengage Learning/Charles D. Winters

Burning magnesium metal in air produces magnesium oxide. The magnesium is oxidized by the oxidizing agent  $O_2$ . Oxygen is reduced by the reducing agent Mg.

In una reazione chi perde elettroni si chiama agente riducente e si ossida, cioè *aumenta il suo numero di ossidazione*

Mg combines with oxygen and is oxidized.



$O_2$  is the oxidizing agent.

# Reazioni di riduzione

La riduzione è l'*acquisto* di elettroni

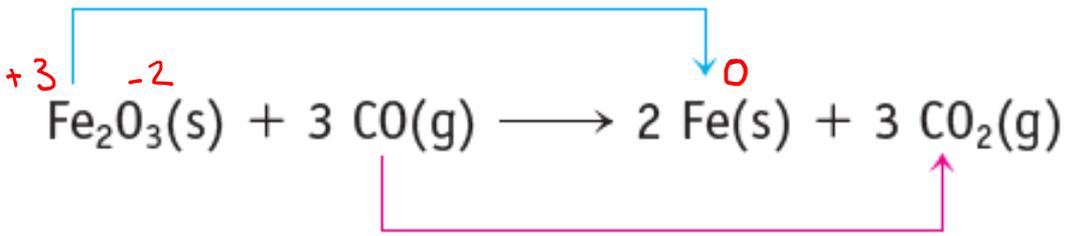


Jan Halaska/Science Source

Iron ore, which is largely  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , is reduced to metallic iron with carbon (C) or carbon monoxide (CO) in a blast furnace. The C or CO is oxidized to  $\text{CO}_2$ .

In una reazione chi acquista elettroni si chiama agente ossidante e si riduce, cioè diminuisce il suo numero di ox

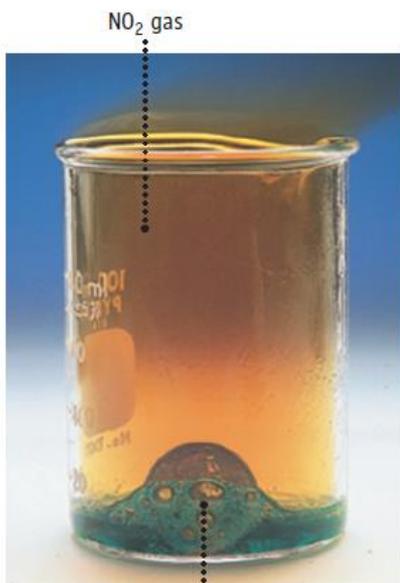
$\text{Fe}_2\text{O}_3$  loses oxygen and is reduced.



CO is the reducing agent. It gains oxygen and is oxidized.

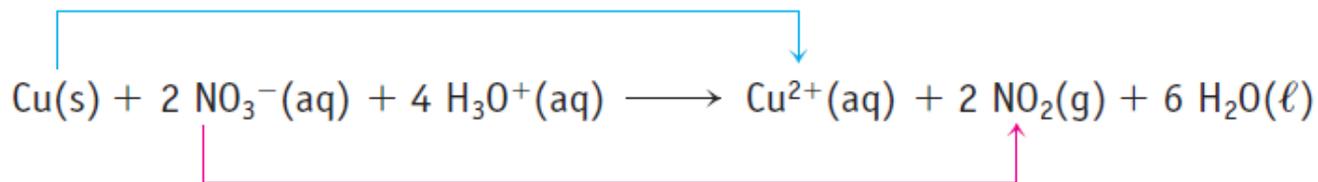
# Reazioni di ossidoriduzione (redox)

Una **reazione redox** è una reazione di *trasferimento elettronico*.  
L'ossidazione e la riduzione avvengono insieme.



Copper metal oxidized to green  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Oxidation number of Cu changes from 0 to +2. Cu is oxidized to  $\text{Cu}^{2+}$  and is the reducing agent.



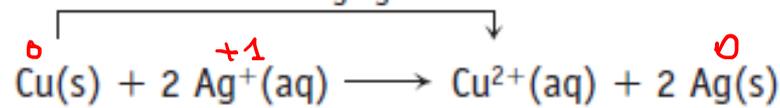
N in  $\text{NO}_3^-$  changes from +5 to +4 in  $\text{NO}_2$ .  $\text{NO}_3^-$  is reduced to  $\text{NO}_2$  and is the oxidizing agent.

**FIGURE 3.18** Oxidizing and reducing agents. The reaction of copper with nitric acid.

Copper (a reducing agent) reacts vigorously with concentrated nitric acid (an oxidizing agent) to give the brown gas  $\text{NO}_2$  and a deep blue-green solution of copper(II) nitrate.

Cu oxidized, oxidation number increases;  
Cu is the reducing agent.

REDUCING



Ag<sup>+</sup> reduced, oxidation number decreases;  
Ag<sup>+</sup> is the oxidizing agent.

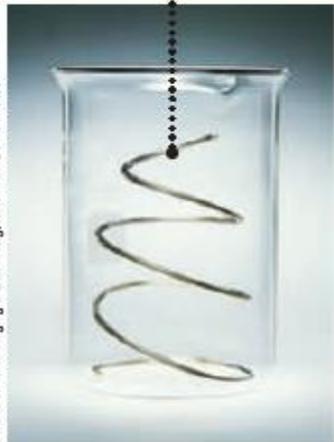
OXIDIZING

A clean piece of copper wire will be placed in a solution of silver nitrate, AgNO<sub>3</sub>.

With time, the copper reduces Ag<sup>+</sup> ions to silver metal crystals, and the copper metal is oxidized to copper ions, Cu<sup>2+</sup>.

The blue color of the solution is due to the presence of aqueous copper(II) ions.

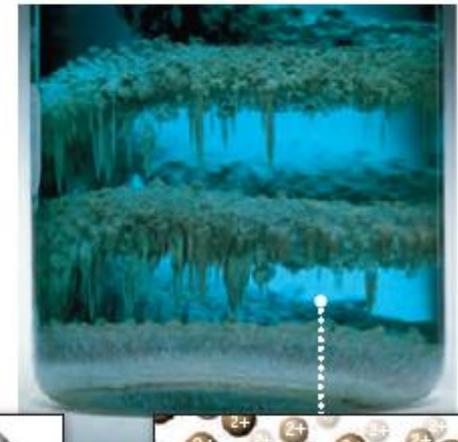
Photos: © Cengage Learning/Charles D. Winters



Add AgNO<sub>3</sub>(aq)

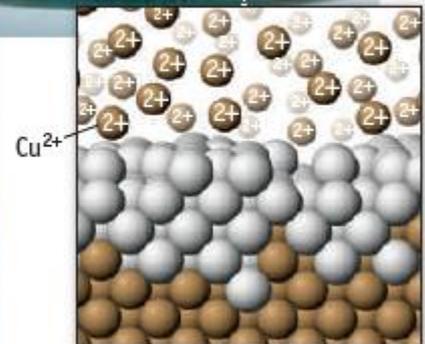
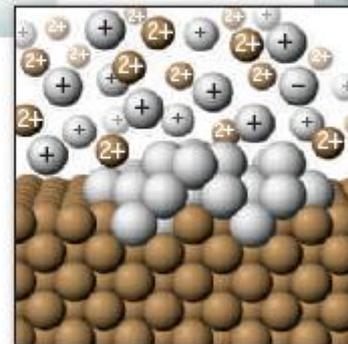
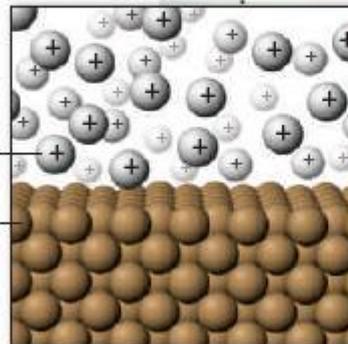


After several days



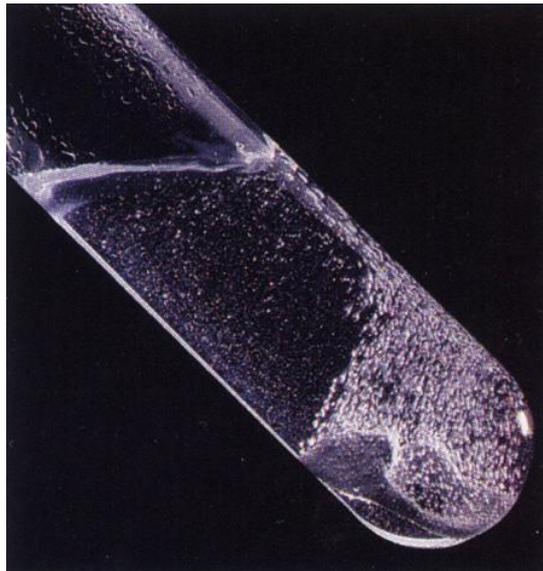
Silver ions in solution

Surface of copper wire

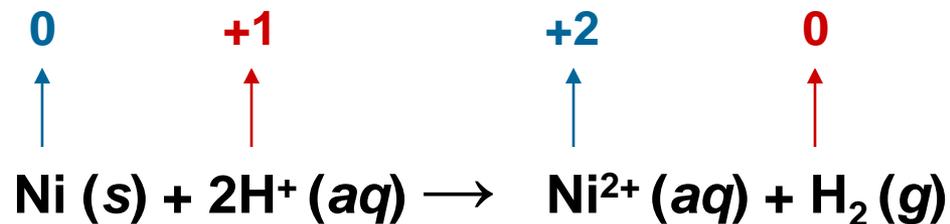


# Lo spostamento di H<sub>2</sub> dall'acido per opera del nichel

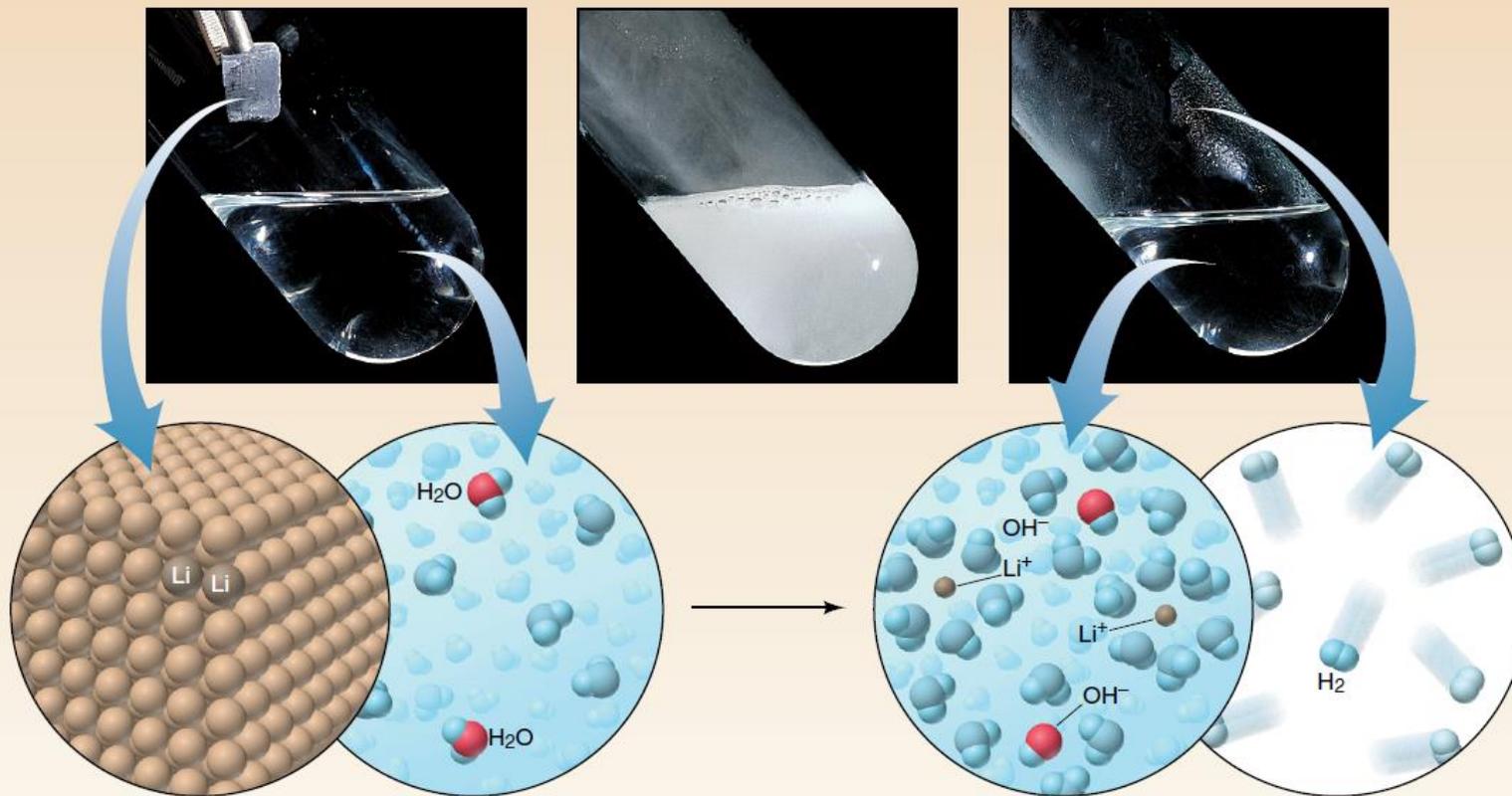
**N.O. aumenta**  
**Avviene**  
**l'ossidazione**  
**Agente riducente**



**N.O. diminuisce**  
**Avviene la**  
**riduzione**  
**Agente ossidante**



# Il litio, un metallo attivo, sposta H<sub>2</sub> dall'acqua



$0$   
 $2\text{Li}(s)$   
litio

+

$+1$   $-2$   
 $2\text{H}_2\text{O}(l)$   
acqua

→

$+1$   $-2$   $+1$   
 $2\text{LiOH}(aq)$   
idrossido di litio

+

$0$   
 $\text{H}_2(g)$   
idrogeno



The  $\text{VO}_2^+$  ion is yellow in acid solution.



$\text{VO}_2^+$

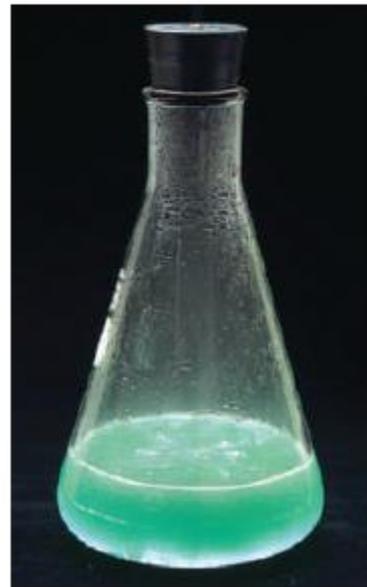
Add Zn  
→

Zn added. With time, the yellow  $\text{VO}_2^+$  ion is reduced to the blue  $\text{VO}^{2+}$  ion.



$\text{VO}^{2+}$

With time, the blue  $\text{VO}^{2+}$  ion is further reduced to the green  $\text{V}^{3+}$  ion.



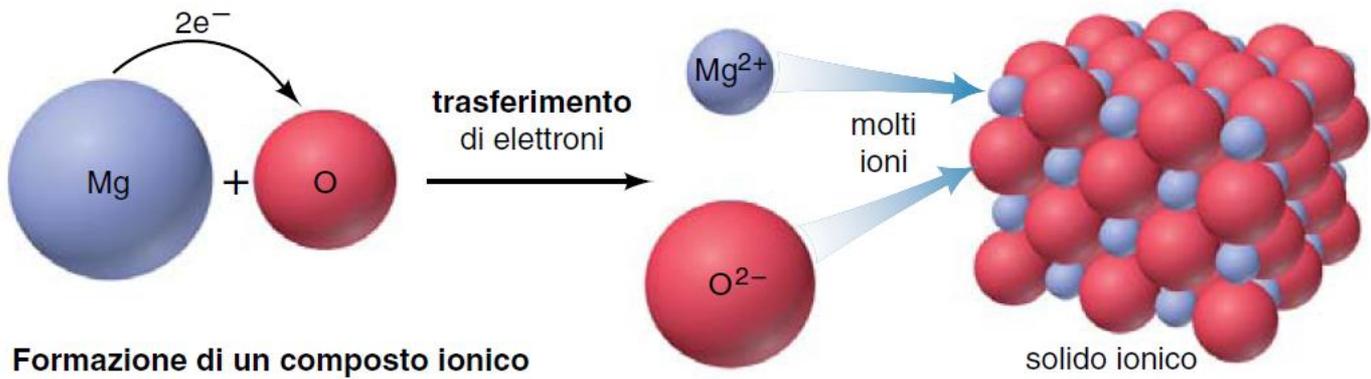
$\text{V}^{3+}$

Finally, green  $\text{V}^{3+}$  ion is reduced to the violet  $\text{V}^{2+}$  ion.

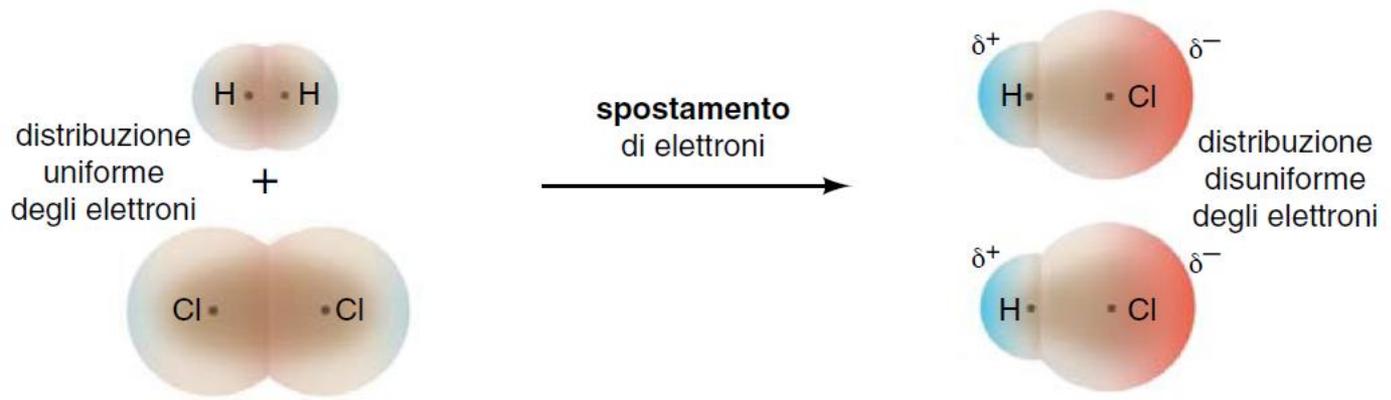


$\text{V}^{2+}$

# Il processo redox nella formazione di un composto

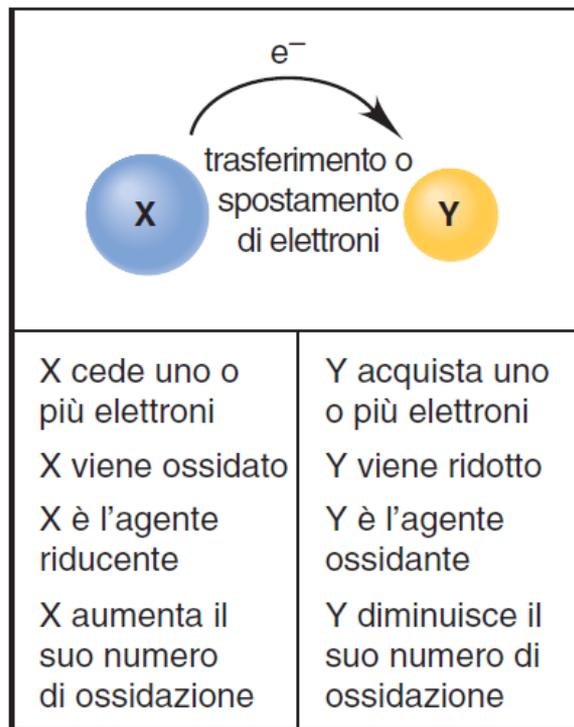


**A Formazione di un composto ionico**



**B Formazione di un composto covalente**

## Sommario della terminologia per le reazioni di ossidoriduzione (redox)



<http://www.kentchemistry.com/links/Redox/WhatIsRedox.htm>

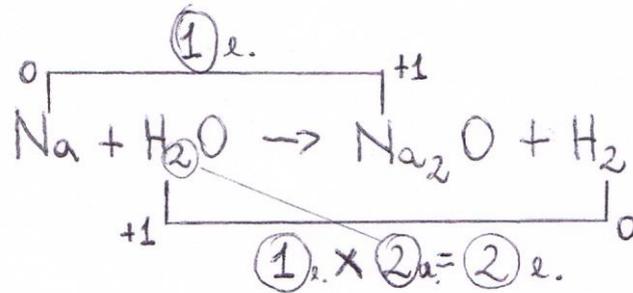
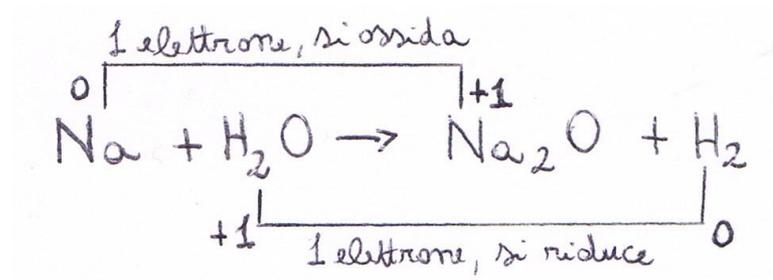
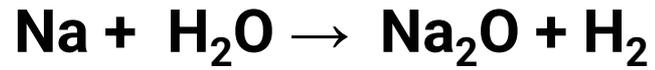
**Table 3.3 Common Oxidizing and Reducing Agents**

| <b>OXIDIZING AGENT</b>  | <b>REACTION PRODUCT</b>  | <b>REDUCING AGENT</b>                   | <b>REACTION PRODUCT</b>   |
|---|--|---|---|
| O <sub>2</sub> , oxygen   | O <sup>2-</sup> , oxide ion or O combined in H <sub>2</sub> O or other molecule    | H <sub>2</sub> , hydrogen               | H <sup>+</sup> (aq), hydrogen ion or H combined in H <sub>2</sub> O or other molecule   |
| Halogen, F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , or I <sub>2</sub> | Halide ion, F <sup>-</sup> , Cl <sup>-</sup> , Br <sup>-</sup> , or I <sup>-</sup> | M, metals such as Na, K, Fe, and Al     | M <sup>n+</sup> , metal ions such as Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup> , Fe <sup>2+</sup> or Fe <sup>3+</sup> , and Al <sup>3+</sup> |
| HNO <sub>3</sub> , nitric acid  | Nitrogen oxides* such as NO and NO <sub>2</sub>                                    | C, carbon (used to reduce metal oxides) | CO and CO <sub>2</sub>  |
| Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> , dichromate ion                   | Cr <sup>3+</sup> , chromium(III) ion (in acid solution)                            |   |   |
| MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , permanganate ion                                | Mn <sup>2+</sup> , manganese(II) ion (in acid solution)                            |   |   |

\*NO is produced with dilute HNO<sub>3</sub>, whereas NO<sub>2</sub> is a product of concentrated acid.

## Bilanciamento delle equazioni redox (metodo dei numeri di ossidazione)

1. Assegnare N.O. a tutti gli elementi.
2. **Identificare la specie ossidata e la specie ridotta.**
3. **Calcolare il numero di  $e^-$  ceduti nell'ossidazione e acquistati nella riduzione.**
4. Moltiplicare uno di questi numeri per fattori appropriati per far sì che il numero di  $e^-$  ceduti sia uguale al numero di  $e^-$  acquistati.
5. **Completare il bilanciamento per esame diretto, aggiungendo gli stati di aggregazione.**



## Bilanciamento delle equazioni redox (metodo delle semireazioni)

**Step 1.** Recognize the Reaction as an Oxidation–Reduction Reaction.

Here, the oxidation number for aluminum changes from 0 to +3, and the oxidation number of copper changes from +2 to 0. Aluminum is oxidized and serves as the reducing agent. Copper(II) ions are reduced, and  $\text{Cu}^{2+}$  is the oxidizing agent.

**Step 2.** Separate the Process into Half-Reactions.

Reduction:  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$   
(Oxidation number of Cu decreases.)

Oxidation:  $\text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}^{3+}(\text{aq})$   
(Oxidation number of Al increases.)

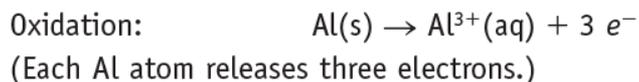
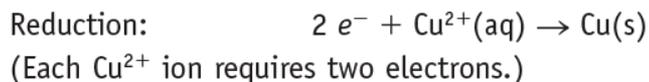


**Step 3.** Balance Each Half-Reaction for Mass.

Both half-reactions are already balanced for mass.

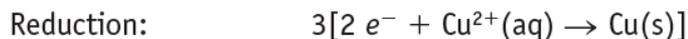
**Step 4.** Balance Each Half-Reaction for Charge.

To balance the equations for charge, add electrons to the more positive side of each half-reaction to bring the charge on that side of the equation down to the same value as is present on the other side.

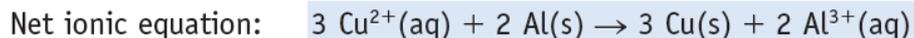
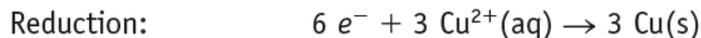


**Step 5.** Multiply Each Half-Reaction by an Appropriate Factor.

The reducing agent must donate as many electrons as the oxidizing agent acquires. Three  $\text{Cu}^{2+}$  ions are required to take on the six electrons produced by two Al atoms. Thus, we multiply the  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  half-reaction by 3 and the  $\text{Al}/\text{Al}^{3+}$  half-reaction by 2.

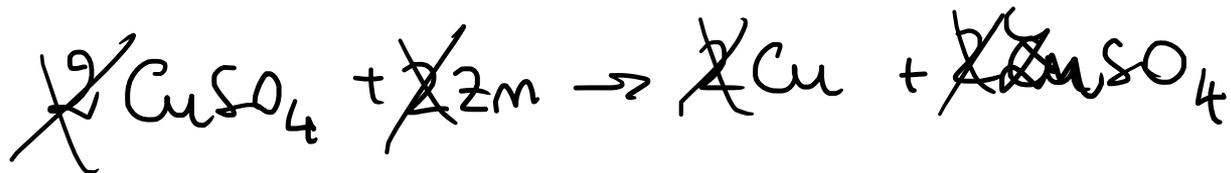
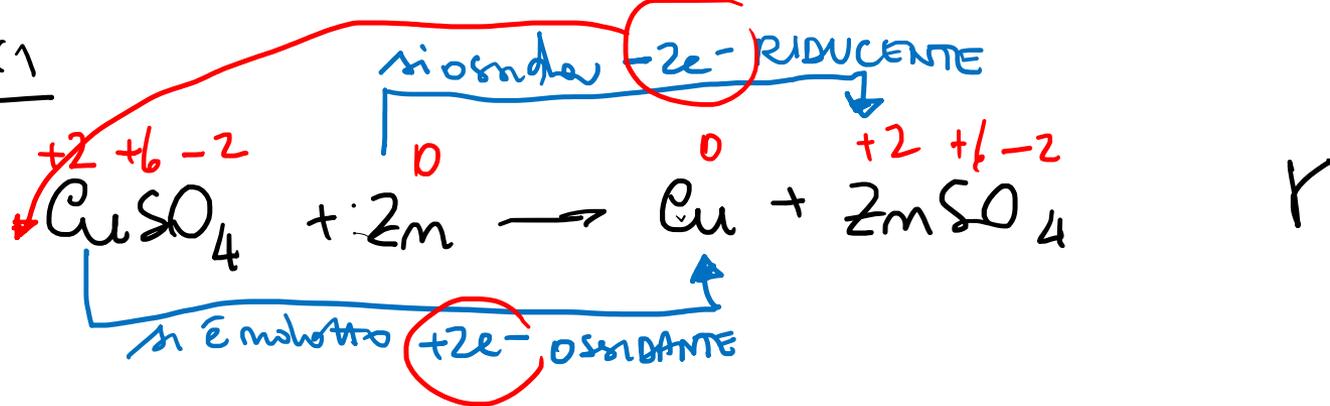


**Step 6.** Add the Half-Reactions to Produce the Overall Balanced Equation.

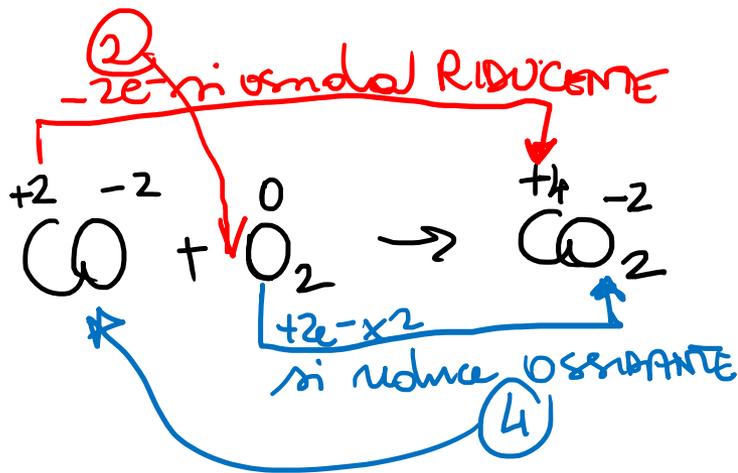


**Step 7.** Simplify by Eliminating Reactants and Products That Appear on Both Sides.

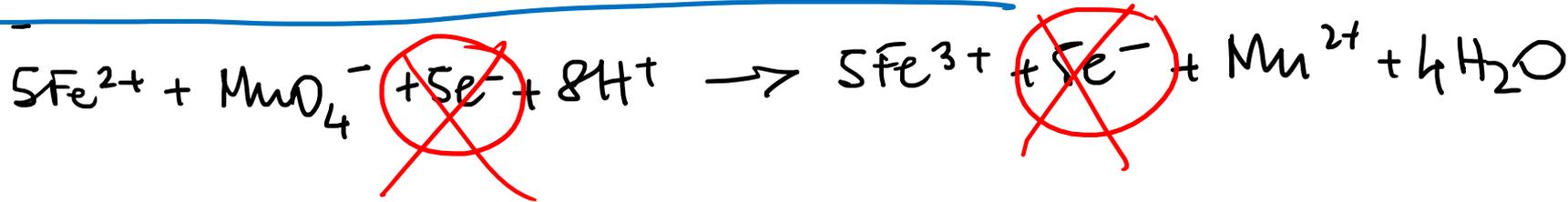
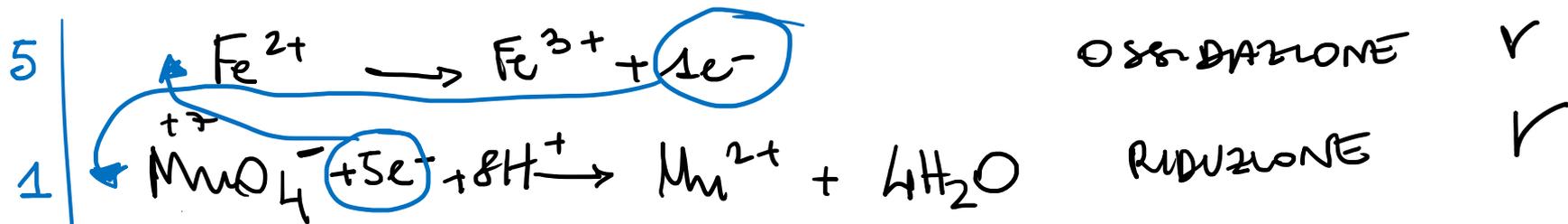
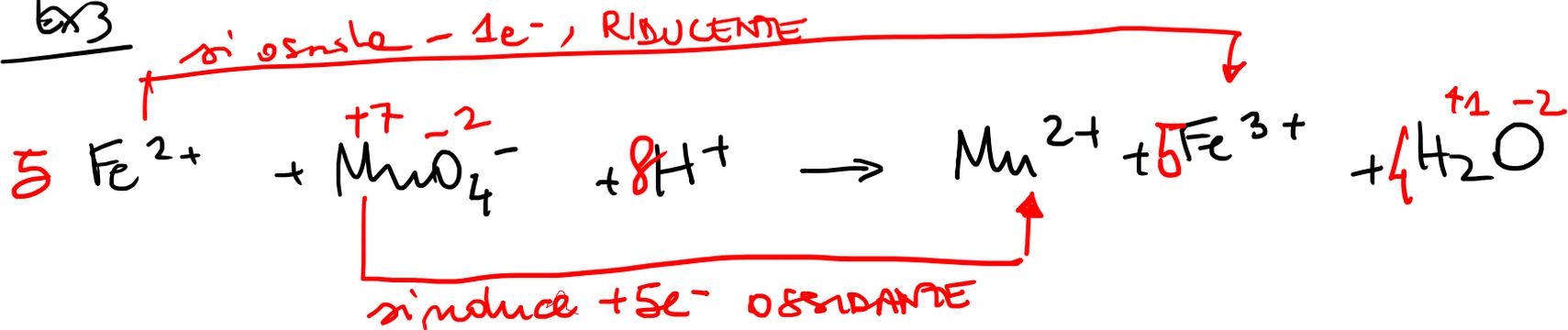
EX1



EX2



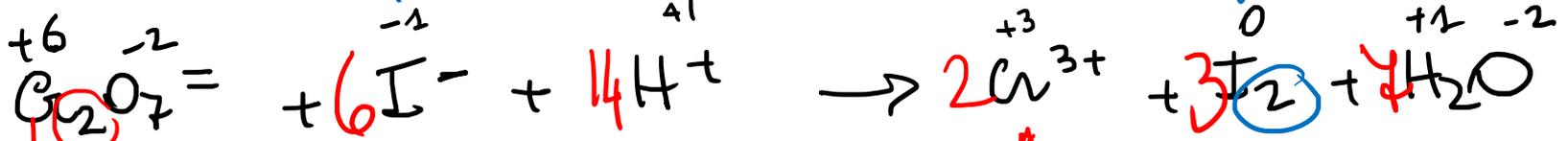
ex 3



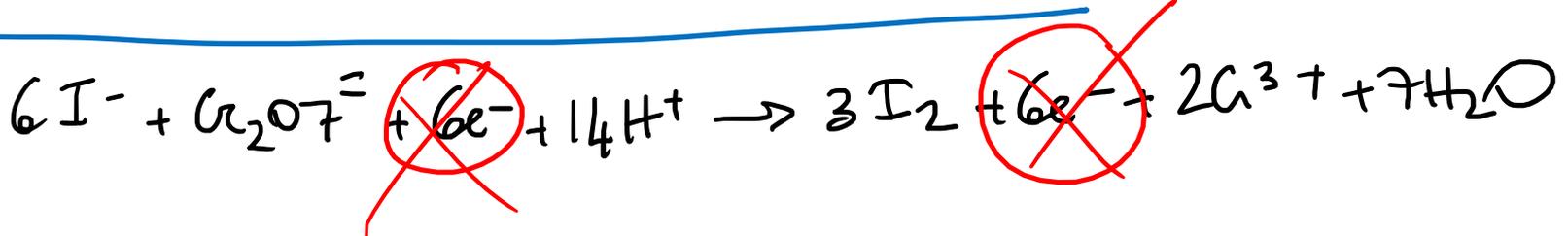
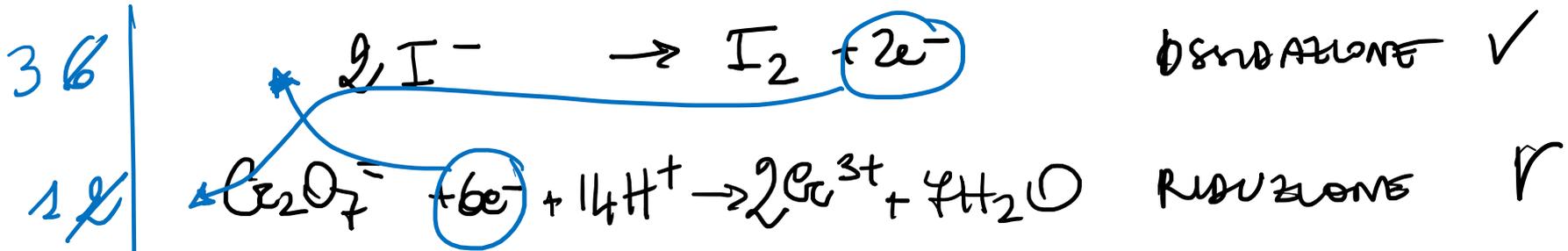
Reazione è bilanciata

EX4

$-4e^- \times 2$  si ossida RIDUCENTE



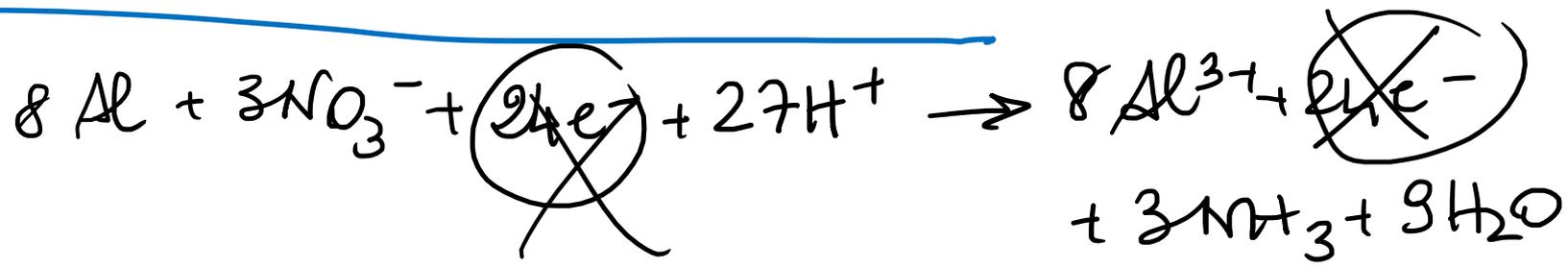
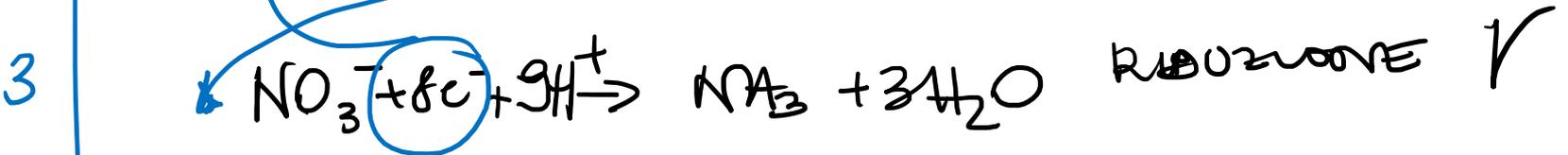
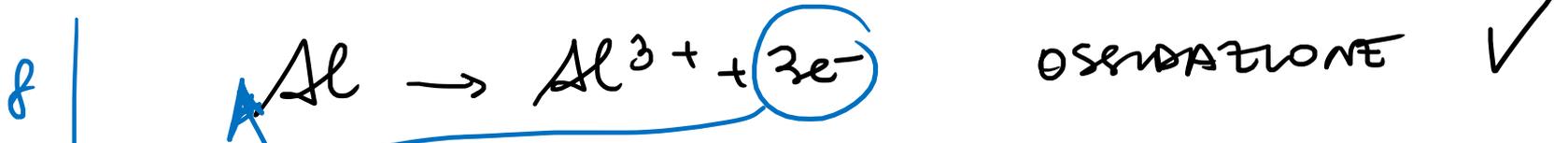
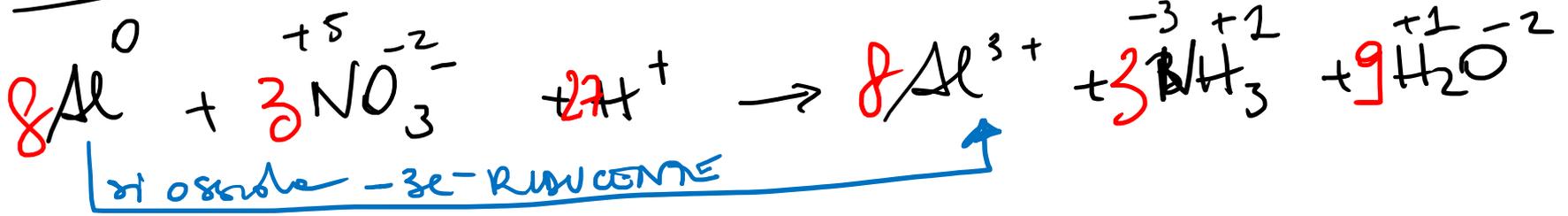
$+3e^- \times 2$  si riduce OSSIDANTE



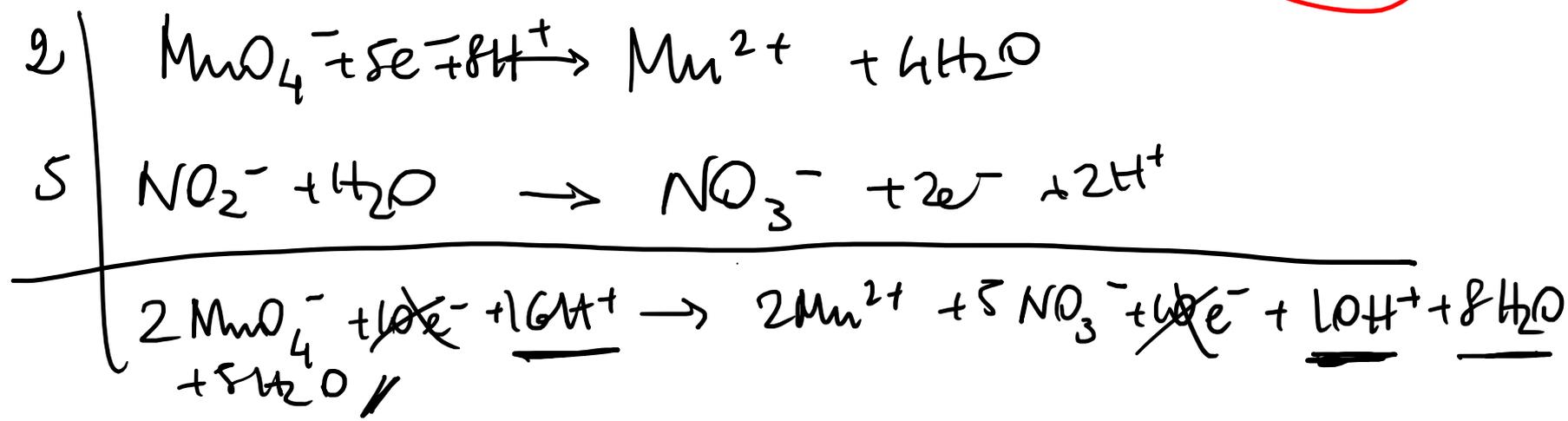
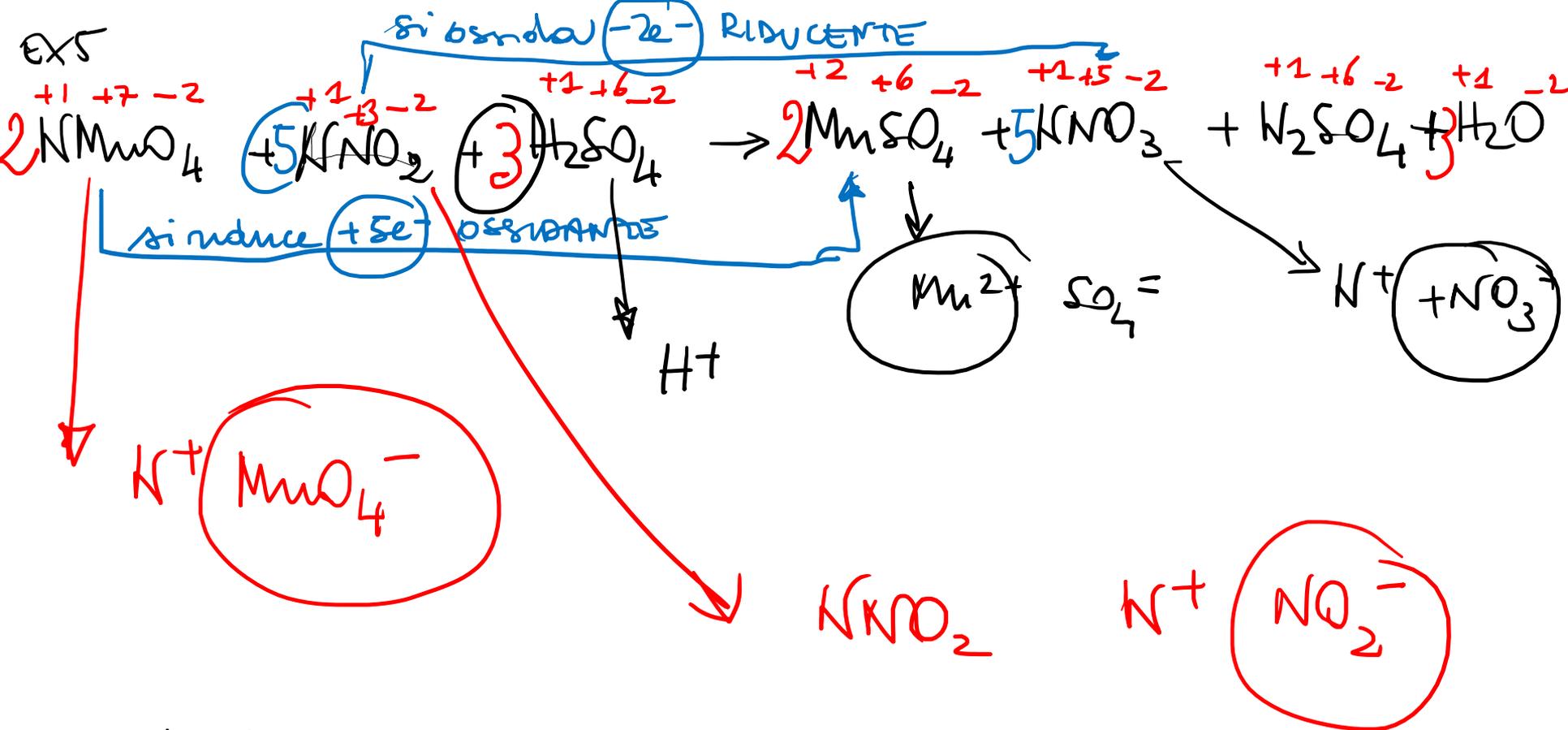
Redox è bilanciata

EX 5

si riduce +8e<sup>-</sup> OSSIDANTE



(h)





<https://www.youtube.com/watch?v=NQEdEt9uCNc>