

REAZIONI CHIMICHE



Che cos'è una Reazione Chimica?

Le sostanze possono trasformarsi: atomi di un elemento si separano e si associano ad altri per formare sostanze diverse. Questo è possibile attraverso le **reazioni chimiche**.

REAZIONE CHIMICA

Una **reazione chimica** è un processo in cui, a partire da sostanze chiamate **reagenti**, si formano nuove sostanze (semplici o composte) assenti all'inizio della trasformazione, chiamate **prodotti**.

Reagenti → Prodotti

 **ATTENZIONE:** In una reazione chimica **varia esclusivamente il modo in cui gli atomi dei vari elementi sono combinati**.
Gli atomi stessi non vengono né creati né distrutti: cambia solo il loro "arrangiamento" (Teoria di Dalton).

 **Concetto chiave per il TOLC:** Reagenti → Prodotti. In una reazione gli atomi si riorganizzano ma non si creano né si distruggono.

Rappresentazione generale



- A, B sono i **reagenti**
- D, E i **prodotti**
- a, b, d, e sono i **coefficienti stechiometrici**

 **Concetto chiave per il TOLC:** La notazione $aA + bB \rightarrow dD + eE$ è la forma generale di un'equazione chimica. I coefficienti stechiometrici (a, b, d, e) indicano le proporzioni in cui reagenti e prodotti partecipano alla reazione.

Conservazione della massa e Bilanciamento

LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA

(legge di Lavoisier)

La somma delle masse delle sostanze reagenti è **uguale** alla somma delle masse delle sostanze prodotte.

La materia non può essere né creata né distrutta, ma solo **trasformata**.

Conseguenza diretta: il numero di atomi di ciascun elemento deve essere identico nei reagenti e nei prodotti.

Per rispettare la legge di conservazione della massa, ogni equazione chimica deve essere **BILANCIATA**: il numero di atomi presenti nei reagenti deve essere uguale al numero di atomi presenti nei prodotti.

 **Concetto chiave per il TOLC:** Massa reagenti = Massa prodotti.

Come si bilancia un'equazione chimica

Il bilanciamento si realizza aggiungendo **coefficienti stechiometrici** (numeri interi, scritti a sinistra delle formule), **senza modificare le formule chimiche delle specie coinvolte**.

Esempio:



I coefficienti indicano che occorrono 3 molecole (o moli) di H_2 per ogni molecola (o mole) di N_2
Il rapporto $\text{N}_2 : \text{H}_2 : \text{NH}_3 = 1 : 3 : 2$.

 **Concetto chiave per il TOLC:** I coefficienti stechiometrici si aggiungono davanti alle formule e indicano i rapporti tra le sostanze. Non modificare mai i pedici delle formule!

Esiste una sequenza consigliata per bilanciare in modo sistematico qualsiasi equazione chimica:

01

Elementi in minor numero di composti

Inizia dagli elementi che compaiono nel minor numero di formule chimiche.

02

Metalli

Bilancia i metalli (se presenti nella reazione).

03

Non metalli (esclusi O e H)

Bilancia gli altri non metalli, tranne ossigeno e idrogeno.

04

Idrogeno

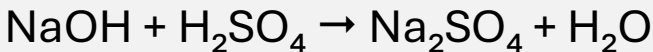
Bilancia gli atomi di idrogeno.

05

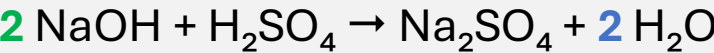
Ossigeno

Bilancia infine gli atomi di ossigeno. Verifica sempre tutto a fine operazione.

VERIFICA SEMPRE TUTTO A FINE OPERAZIONE.



1	Na	2
1	S	1
3	H	2
5	O	5

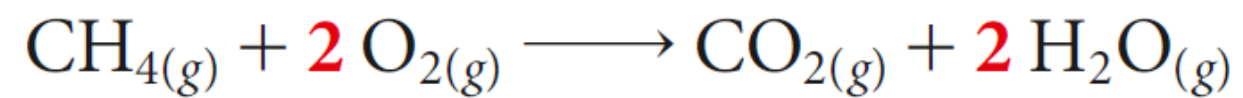
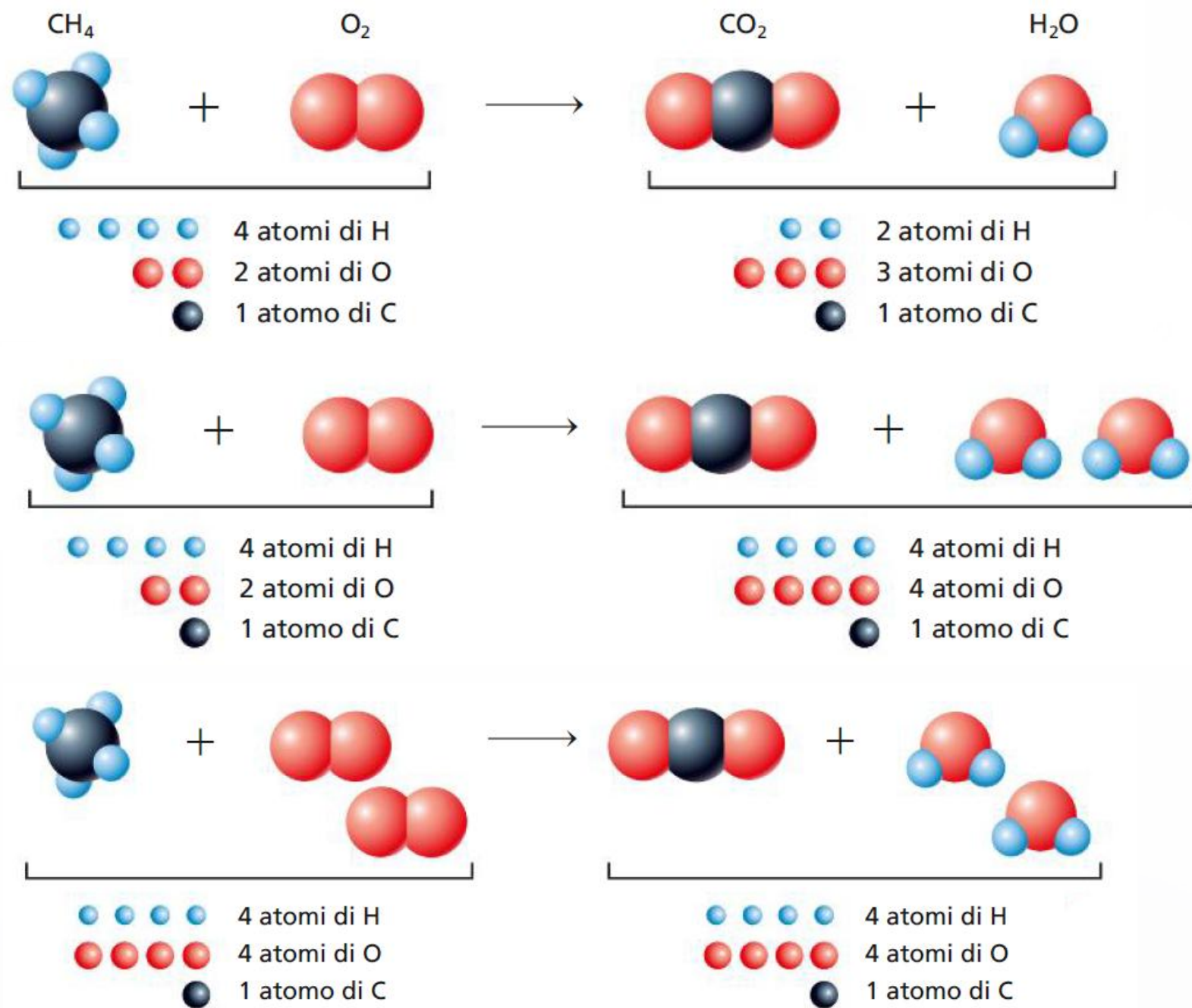


2 1	Na	2
1	S	1
4 3	H	2 4
6 5	O	5 6

Equazione bilanciata: 2 NaOH + H₂SO₄ → Na₂SO₄ + 2 H₂O

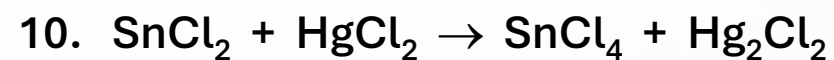
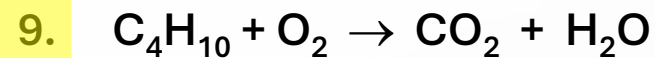
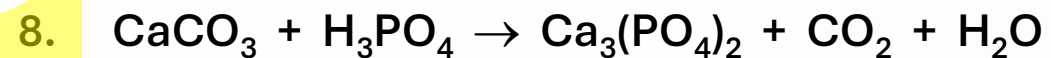
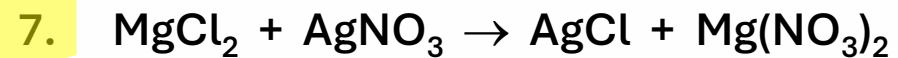
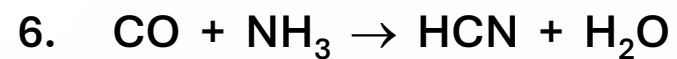
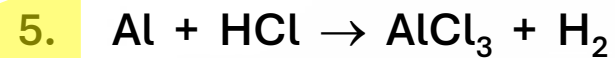
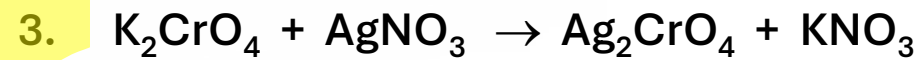
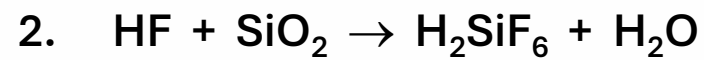
⚠ Attenzione

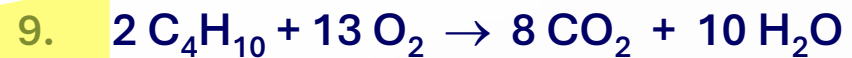
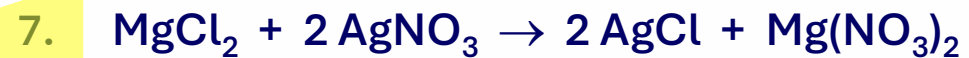
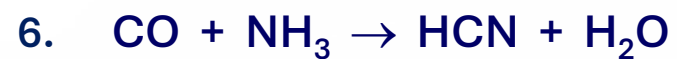
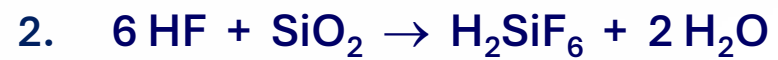
Trappola frequente: modificare i pedici invece dei coefficienti: è sbagliato!



Piccola esercitazione

Bilanciare le seguenti equazioni chimiche





Simboli convenzionali nelle equazioni chimiche

Le equazioni chimiche vengono spesso completate con simboli convenzionali che forniscono informazioni sullo **STATO FISICO** delle sostanze e sulle **CONDIZIONI** della reazione.

Simbolo	Significato
$\longrightarrow$	La reazione decorre in un unico verso, da... a...
$\rightleftharpoons$	La reazione può avvenire nelle due direzioni (il processo è reversibile)
$\uparrow$	Sviluppo di gas
$\downarrow$	Formazione di precipitato
$\xrightarrow{\Delta}$	È necessario somministrare calore (Δ va riportato sopra la freccia di reazione)
+	Segno posto tra i reagenti e tra i prodotti
(s)	Indica lo stato fisico solido [posto a pedice, come in $\text{CaCO}_{3(s)}$]
(l)	Indica lo stato fisico liquido [posto a pedice, come in $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$]
(g)	Indica lo stato fisico gassoso [posto a pedice, come in $\text{Cl}_{2(g)}$]
(aq)	Indica che la sostanza è in soluzione acquosa [posto come pedice, come in $\text{Na}^+_{(aq)}$]

Classificazione delle reazioni chimiche

Le reazioni possono essere suddivise in due grandi categorie in base alla variazione del **numero di ossidazione**:

SENZA variazione del NUMERO DI OSSIDAZIONE

SINTESI



DECOMPOSIZIONE



SOSTITUZIONE SEMPLICE



DOPPIO SCAMBIO

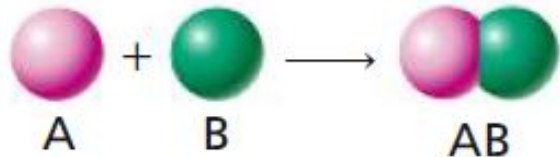
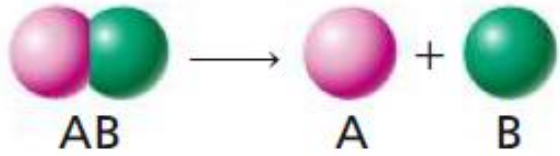
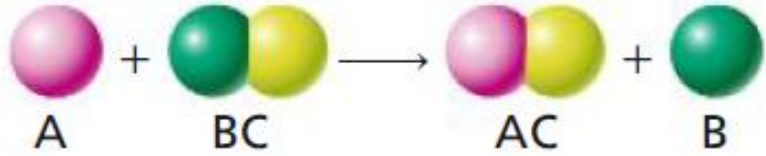


CON variazione del NUMERO DI OSSIDAZIONE

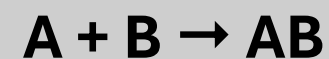
OSSIDORIDUZIONI (REDOX)

- una specie si **ossida** (perde elettroni)
- un'altra si **riduce** (acquista elettroni).

Richiedono particolari accorgimenti nel bilanciamento.

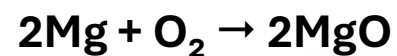
Tipo di reazione	Equazione caratteristica	Esempio
sintesi	$A + B \longrightarrow AB$ 	$2 \text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{MgO}$
decomposizione	$AB \longrightarrow A + B$ 	$2 \text{HgO} \longrightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
scambio semplice	$A + BC \longrightarrow AC + B$ 	$\text{Cl}_2 + 2 \text{KI} \longrightarrow 2 \text{KCl} + \text{I}_2$
doppio scambio	$AB + CD \longrightarrow AD + CB$ 	$\text{AgNO}_3 + \text{KI} \longrightarrow \text{KNO}_3 + \text{AgI}$

Reazioni di SINTESI



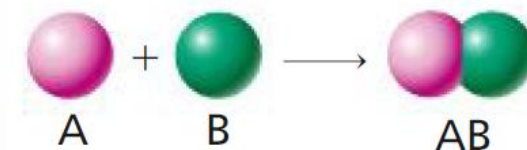
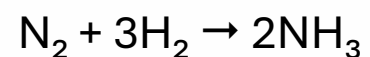
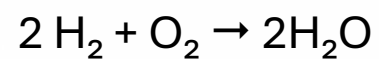
Due o più elementi o composti più semplici si uniscono per formare **un unico composto** più complesso.

Esempio tipico:



Il magnesio brucia con una viva fiamma bianca: l'energia liberata è il segnale visibile della reazione.

Altri esempi:



 **Concetto chiave per il TOLC:** Sintesi = molti reagenti → 1 prodotto.

Reagenti		Prodotti	Esempio
metallo + ossigeno	→	ossido basico	$2 \text{Ca} + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CaO}$
non metallo + ossigeno	→	ossido acido	$2 \text{N}_2 + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_3$
ossido basico + acqua	→	idrossido	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$
ossido acido + acqua	→	ossi-acido	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{HNO}_2$
metallo + non metallo	→	sale binario	$\text{Ca} + \text{F}_2 \longrightarrow \text{CaF}_2$
metallo + idrogeno	→	idruro metallico	$2 \text{Li} + \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{LiH}$
idrogeno + alogeno	→	idracido	$\text{H}_2 + \text{I}_2 \longrightarrow 2 \text{HI}$
ossido basico + ossido acido	→	sale ternario	$\text{BaO} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{BaCO}_3$

Reazioni di DECOMPOSIZIONE



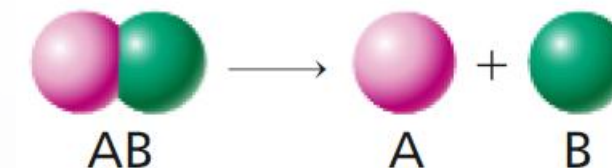
Da un **unico reagente** si ottengono due o più prodotti più semplici. Spesso sono l'inverso delle reazioni di sintesi e coinvolgono composti instabili o che diventano instabili al variare della temperatura.

Esempio tipico:



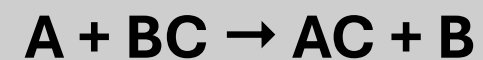
Il carbonato di rame(II) verde, riscaldato, si decompone nell'ossido (solido nero) e CO_2 (gas).

La **forza motrice** è spesso la liberazione di un gas (CO_2 , SO_2 , O_2) o di vapore acqueo.



 **Concetto chiave per il TOLC:** Decomposizione = 1 reagente → molti prodotti.

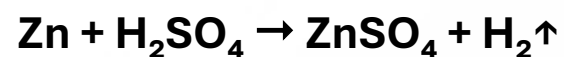
Reazioni di SOSTITUZIONE (Scambio Semplice)



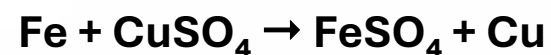
Un elemento **sostituisce** un altro già combinato in un composto.

La reazione avviene solo se A è **più reattivo** di B (uso della serie di reattività dei metalli).

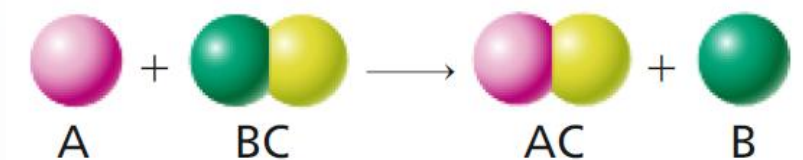
Esempi tipici:



Lo zinco, più reattivo, sostituisce l'idrogeno dell'acido



Il ferro è più reattivo del rame



 **Concetto chiave per il TOLC:** Sostituzione = 1 elemento + 1 composto.

Reagenti		Prodotti	Esempio
metallo + acido	→	sale + idrogeno	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
metallo 1 + sale del metallo 2 (in soluzione)	→	metallo 2 + sale del metallo 1 (in soluzione)	$3 \text{K} + \text{AlCl}_3 \longrightarrow \text{Al} + 3 \text{KCl}$
alogeno 1 + sale dell'alogeno 2	→	alogeno 2 + sale dell'alogeno 1	$\text{F}_2 + 2 \text{NaBr} \longrightarrow 2 \text{NaF} + \text{Br}_2$

Reazioni di DOPPIO SCAMBIO (Doppia Sostituzione)

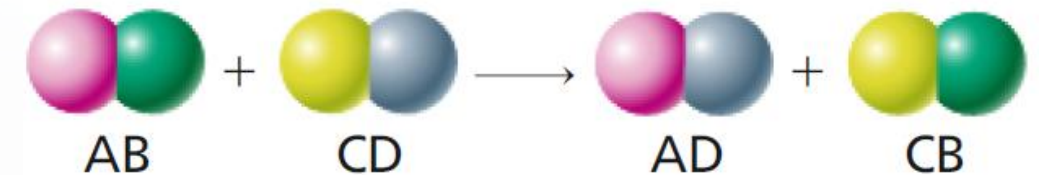


Due composti si **scambiano reciprocamente** atomi o ioni.

Tre sottotipi principali:

- **Precipitazione:** si forma un solido insolubile (↓)
- **Sviluppo di gas:** si libera un gas (↑)
- **Neutralizzazione:** acido + base → sale + H₂O

La **forza motrice** è spesso la formazione di un precipitato, di un gas, o di acqua.



 **Concetto chiave per il TOLC:** Doppio scambio = 2 composti che si scambiano ioni.

Le reazioni di doppio scambio possono suddividersi a loro volta in:

Reazioni di Precipitazione

Avvengono quando, mescolando due soluzioni, almeno uno dei prodotti è **insolubile** e si deposita come precipitato solido sul fondo.

Esempio:



Si forma il precipitato azzurro di idrossido di rame(II).

Reazioni con Sviluppo di Gas

Si libera un gas (CO_2 , NH_3 , H_2S , SO_2 ...) che abbandona la soluzione come forza motrice della reazione.

Esempio:



Si sviluppa acido solfidrico gassoso dall'odore caratteristico.

Reazioni di Neutralizzazione

Un acido e un idrossido (base) reagiscono per formare un **sale e acqua**. Le proprietà acide e basiche si annullano reciprocamente.



Esempio:



 **Concetto chiave per il TOLC:** Neutralizzazione: acido + base $\rightarrow$ sale + H_2O (sempre!). Precipitazione: prodotto insolubile ($\downarrow$). Sviluppo gas: prodotto gassoso ($\uparrow$)

Il numero di ossidazione

NUMERO DI OSSIDAZIONE

Il **numero di ossidazione (n.o.)** è la carica formale attribuita a un atomo supponendo di cedere tutti gli elettroni di valenza all'elemento più elettronegativo con cui è legato.

Regola Generale

Allo **stato elementare** (elemento non combinato) il n.o. è sempre **0**.

Es.: Fe, Al, O₂, N₂ hanno tutti n.o. = 0.

Valori Fissi Comuni

- **H: +1** nei composti (−1 negli idruri metallici)
- **O: −2** nei composti (−1 nei perossidi)
- Metalli alcalini (Na, K...): **+1**
- Metalli alcalino-terrosi (Ca, Mg...): **+2**

Regola della Somma

Nella formula di un composto neutro, la **somma algebrica** di tutti i n.o. è uguale a **zero**. Negli ioni poliatomici, è uguale alla **carica dello ione**.

Ossidazione vs Riduzione

- **Ossidazione:** il n.o. **aumenta** (l'atomo perde elettroni).
- **Riduzione:** il n.o. **diminuisce** (l'atomo acquista elettroni).

 **Concetto chiave per il TOLC:** Ossidazione = aumento n.o. Riduzione = diminuzione n.o.

Alcuni elementi, come il Mn, possono assumere fino a 5 valori diversi di n.o.

Le Reazioni di Ossidoriduzione (Redox)

Le reazioni **redox** sono tra le più importanti in chimica: in esse gli elettroni vengono trasferiti da una specie a un'altra, con variazione del numero di ossidazione.

OSSIDAZIONE

Perdita di elettroni: → il n.o. **aumenta**.

La specie che si ossida è il **RIDUCENTE**

→ cede e^- , quindi "riduce" l'altro

RIDUZIONE

Acquisto di elettroni: → il n.o. **diminuisce**.

La specie che si riduce è l'**OSSIDANTE**

→ acquista e^- , quindi "ossida" l'altro.

Esempi di reazioni redox nella vita reale

▾ Corrosione dei metalli

La ruggine (Fe_2O_3) si forma per ossidazione del ferro a opera dell'ossigeno atmosferico.

▾ Processi biologici

Respirazione cellulare e fotosintesi sono entrambe reazioni redox fondamentali per la vita.

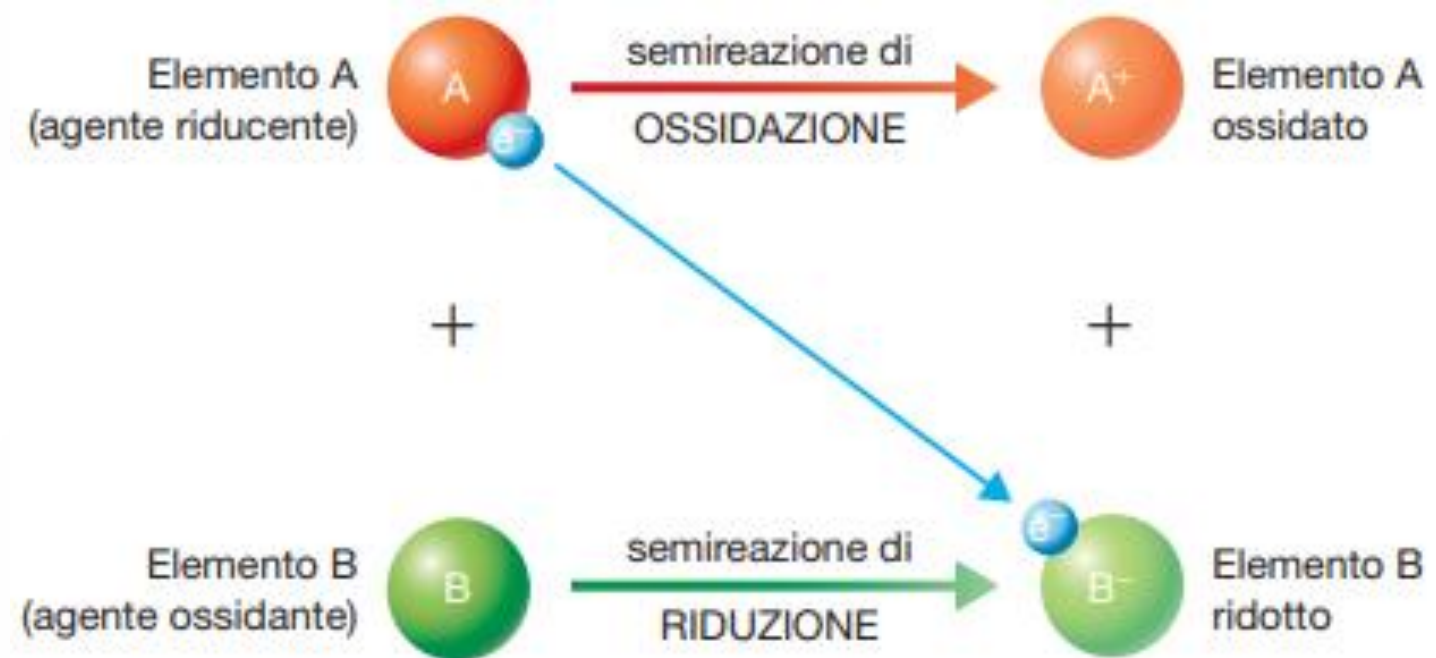
▾ Combustioni

Il combustibile si ossida combinandosi con il comburente (O_2), con liberazione di grande energia termica.

▾ Pile elettrochimiche

Il trasferimento controllato di elettroni in una redox produce energia elettrica.

 **Concetto chiave per il TOLC:** Riducente = si ossida (n.o. $\uparrow$). Ossidante = si riduce (n.o. $\downarrow$).
Trappola: non confondere chi si ossida con chi è l'ossidante!



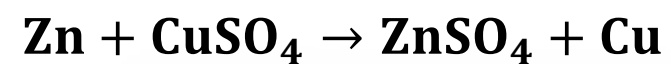
Piccola esercitazione

Individuare la specie che si ossida e la specie che si riduce nelle seguenti reazioni redox

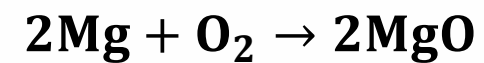
Reazione 1



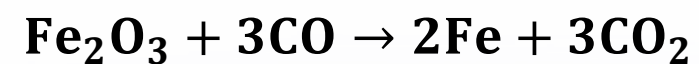
Reazione 2



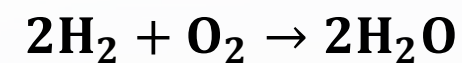
Reazione 3



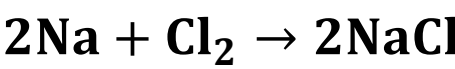
Reazione 4



Reazione 5

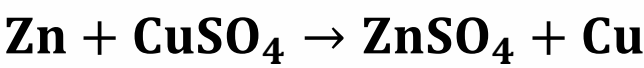


Reazione 1



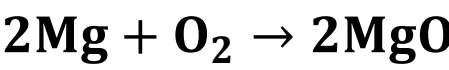
Specie	N° ossidazione	Variazione	Processo	Agente
Na	0 → +1	Perde 1 elettrone	Si ossida	riducente
Cl ₂	0 → -1	Acquista 1 elettrone per atomo	Si riduce	ossidante

Reazione 2



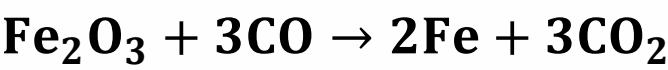
Specie	N° ossidazione	Variazione	Processo	Agente
Zn	0 → +2	Perde 2 elettroni	Si ossida	riducente
Cu ²⁺	+2 → 0	Acquista 2 elettroni	Si riduce	ossidante

Reazione 3



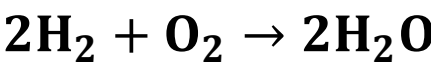
Specie	N° ossidazione	Variazione	Processo	Agente
Mg	0 → +2	Perde elettroni	Si ossida	riducente
O	0 → -2	Acquista elettroni	Si riduce	ossidante

Reazione 4



Specie	N° ossidazione	Variazione	Processo	Agente
Fe	+3 → 0	Acquista 3 elettroni	Si riduce	ossidante
C	-2 → +4	Perde 6 elettroni	Si ossida	riducente

Reazione 5



Specie	N° ossidazione	Variazione	Processo	
H	0 → +1	Perde elettroni	Si ossida	riducente
O	0 → -2	Acquista elettroni	Si riduce	ossidante

Quante ne so?

1. In una reazione chimica bilanciata, la legge di conservazione della massa afferma che:

- A. La somma dei coefficienti stechiometrici dei reagenti è uguale a quella dei prodotti.
- B. Il numero di molecole dei reagenti è uguale al numero di molecole dei prodotti.
- C. La somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti.
- D. Il numero di composti nei reagenti è uguale al numero di composti nei prodotti.
- E. La somma dei numeri atomici nei reagenti è uguale a quella nei prodotti.

2. Nella reazione $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$, qual è il rapporto tra N_2 e NH_3 ?

- A. 1:1
- B. 2:1
- C. 1:2
- D. 3:2
- E. 1:3

3. Quale delle seguenti è una reazione di sintesi?

- A. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- B. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
- D. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- E. $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

Quante ne so?

4. In una reazione di ossidoriduzione (redox), il riducente è la specie che:

- A. Acquista elettroni e aumenta il numero di ossidazione.
- B. Cede elettroni e aumenta il numero di ossidazione.
- C. Acquista elettroni e diminuisce il numero di ossidazione.
- D. Cede protoni all'altra specie.
- E. Non subisce variazioni del numero di ossidazione.

5. Una reazione di neutralizzazione tra un acido forte e una base forte produce sempre:

- A. Un gas e un precipitato.
- B. Un ossido e un acido.
- C. Un sale e acqua.
- D. Un idrossido e un sale.
- E. Solo un sale solubile.

**6. Considerando la reazione:
 $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
quale affermazione è corretta?**

- A. È una reazione di doppio scambio.
- B. Il rame si ossida e il ferro si riduce.
- C. Il ferro è l'ossidante.
- D. È una reazione di sostituzione semplice in cui il Fe è più reattivo del Cu.
- E. Non avviene nessun trasferimento di elettroni.

Quante ne so?

7. Quale delle seguenti è una reazione di decomposizione?

- A. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
- B. $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- C. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- D. $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- E. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$

8. In una reazione redox, l'ossidante è la specie che:

- A. Cede elettroni e il suo n.o. aumenta.
- B. Acquista elettroni e il suo n.o. aumenta.
- C. Acquista elettroni e il suo n.o. diminuisce.
- D. Cede protoni all'altra specie.
- E. Rimane invariata nel corso della reazione.

9. Qual è il numero di ossidazione dello zolfo (S) nel composto H_2SO_4 ?

- A. +2
- B. +4
- C. +6
- D. -2
- E. 0

Soluzioni commentate

✓ Domanda 1

Risposta: **C. La somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti.**

Procedimento: La legge di conservazione della massa (Lavoisier) afferma che in una reazione chimica la massa totale si conserva: gli atomi non vengono né creati né distrutti, si riorganizzano soltanto.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: i coefficienti stechiometrici non devono necessariamente bilanciarsi in numero (es. $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$: $4 \neq 2$).

B è falsa: il numero di molecole può variare.

D è falsa: il numero di composti può cambiare.

E è falsa: la somma dei numeri atomici nei reagenti è uguale a quella nei prodotti.

Trappola comune: confondere la conservazione della massa con la conservazione del numero di molecole o dei coefficienti stechiometrici.

✓ Domanda 2

Risposta: **C. 1:2**

Procedimento: Nella reazione $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, i coefficienti stechiometrici indicano i rapporti molari. Il coefficiente di N_2 è 1 (implicito), quello di NH_3 è 2. Quindi il rapporto $N_2 : NH_3 = 1 : 2$.

Perché le altre sono sbagliate:

A (1:1) ignora il coefficiente 2 davanti a NH_3 .

B (2:1) inverte il rapporto.

D (3:2) confonde il coefficiente dell' H_2 con quello dell' N_2 .

E (1:3) confonde il coefficiente dell' H_2 con quello dell' NH_3 .

Trappola comune: leggere il rapporto tra H_2 e NH_3 invece di quello tra N_2 e NH_3 , oppure invertire il rapporto.

✓ Domanda 3

Risposta: **D. $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$**

Procedimento: Una reazione di sintesi ha schema $A + B \rightarrow AB$: due o più sostanze si combinano per formare un unico prodotto più complesso. In $2Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$, due elementi (Mg e O_2) si uniscono per formare un unico composto (MgO).

Perché le altre sono sbagliate:

A è una decomposizione (1 reagente $\rightarrow$ 2 prodotti).

B è un doppio scambio (neutralizzazione).

C è una sostituzione semplice (Fe sostituisce Cu).

E è un doppio scambio con precipitazione ($AgCl \downarrow$).

Trappola comune: confondere la sintesi con la sostituzione semplice. Nella sintesi i reagenti sono elementi o composti semplici che formano UN SOLO prodotto.

Soluzioni commentate

✓ Domanda 4

Risposta: **B. Cede elettroni e aumenta il numero di ossidazione.**

Procedimento: Il riducente è la specie che si ossida: cede elettroni all'ossidante e, di conseguenza, il suo numero di ossidazione aumenta. Es.: $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ (cede 2 e^- , n.o. passa da 0 a +2): il Fe è il riducente.

Perché le altre sono sbagliate:

A descrive l'ossidante (acquista e^- , n.o. diminuisce).

C descrive anch'essa l'ossidante.

D descrive un donatore di protoni (acido di Brønsted-Lowry), concetto diverso dalla redox.

E è impossibile: in una redox almeno due specie cambiano n.o.

Trappola comune: invertire ossidante e riducente. Usa il mnemonico LEO GER: il riducente Loses Electrons (Oxidation), l'ossidante Gains Electrons (Reduction). Il riducente si ossida, l'ossidante si riduce.

✓ Domanda 5

Risposta: **C. Un sale e acqua.**

Procedimento: La neutralizzazione tra un acido forte (es. HCl) e una base forte (es. NaOH) segue lo schema: acido + base $\rightarrow$ sale + acqua. Es.: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. Non si formano gas né precipitati perché sia il sale che l'acqua sono prodotti stabili e solubili.

Perché le altre sono sbagliate:

A è falsa: non si formano gas né precipitati in una neutralizzazione acido forte/base forte.

B è falsa: ossidi e acidi sono reagenti, non prodotti.

D è falsa: l'idrossido è il reagente (base), non il prodotto.

E è parzialmente vera ma incompleta: si forma anche acqua, non solo il sale.

Trappola comune: rispondere E (solo un sale solubile) dimenticando la formazione dell'acqua, che è sempre un prodotto della neutralizzazione.

✓ Domanda 6

Risposta: **D. È una reazione di sostituzione semplice in cui Fe è più reattivo di Cu**

Procedimento: Fe (elemento) + CuSO_4 (composto) $\rightarrow \text{FeSO}_4$ + Cu (elemento). Schema $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$. Il Fe sostituisce il Cu perché è più reattivo (si trova più in alto nella serie di reattività). Si tratta anche di una redox: $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ (si ossida, è il riducente); $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}^0$ (si riduce, è l'ossidante).

Perché le altre sono sbagliate:

È il Cu che si riduce e il Fe che si ossida (B è invertita).

Il Fe è il riducente, non l'ossidante (C è sbagliata). Avviene un trasferimento di elettroni.

Trappola comune: confondere chi si ossida con chi è l'ossidante.

Soluzioni commentate

✓ Domanda 7

Risposta: **C. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$**

Procedimento: Una reazione di decomposizione ha schema $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$, ovvero da un unico reagente si ottengono due o più prodotti. CaCO_3 è l'unico reagente che si decompone in CaO (ossido basico) e CO_2 (gas).

Perché le altre sono sbagliate:

A è una sintesi (2 reagenti $\rightarrow$ 1 prodotto)

B è una neutralizzazione (doppio scambio)

D è una sostituzione semplice

E è un doppio scambio con precipitazione.

Trappola comune: confondere decomposizione con sostituzione semplice. Ricorda: nella decomposizione c'è UN SOLO reagente.

✓ Domanda 8

Risposta: **C. Acquista elettroni e il suo n.o. diminuisce**

Procedimento: L'ossidante è la specie che *ossida* l'altra, quindi essa stessa si *riduce*: acquista elettroni e il suo numero di ossidazione *diminuisce*.

Perché le altre sono sbagliate:

A e B descrivono il riducente (cede e^- , n.o. aumenta).

D descrive un acido di Brønsted-Lowry (cessione di protoni), concetto diverso.

E è impossibile in una redox.

Trappola comune: invertire ossidante e riducente. Usa il mnemonico OIL RIG: l'Ossidante Is Gained (acquista e^-).

✓ Domanda 9

Risposta: **C. +6**

Procedimento: In H_2SO_4 , la somma dei n.o. deve essere 0. H vale +1 ($\times 2 = +2$), O vale -2 ($\times 4 = -8$). Quindi: $2 + \text{n.o.}(\text{S}) + (-8) = 0 \rightarrow \text{n.o.}(\text{S}) = +6$.

Perché le altre sono sbagliate:

+2 e +4 sono altri stati di ossidazione dello S (in H_2SO_3 è +4), non in H_2SO_4 .

-2 è il n.o. dell'S elementale solo negli solfuri.

0 è lo S allo stato elementale.

Trappola comune: dimenticare di moltiplicare il n.o. per il numero di atomi (es. 4 atomi di O $\times (-2) = -8$).