



Bilanciamento delle reazioni

# STECIOMETRIA

# Stechiometria

La stechiometria si occupa

- dell'applicazione delle leggi ponderali che regalano la composizione chimica delle sostanze
- dei rapporti di combinazione secondo i quali le sostanze reagenti si trasformano nei prodotti in una reazione chimica

**Reagenti → Prodotti**

I calcoli stechiometrici permettono di caratterizzare una trasformazione chimica dal punto di vista QUANTITATIVO

# Equazioni chimiche

Una reazione chimica può essere rappresentata da una **equazione chimica** note le formule chimiche di tutti i reagenti e di tutti i prodotti. L'equazione chimica esprime l'uguaglianza qualitativa e quantitativa fra gli atomi di prodotti e reagenti



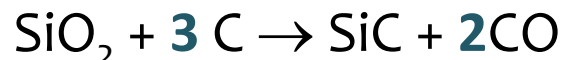
- **A** e **B** sono i reagenti
- **C** e **D** sono i prodotti
- Il simbolo  $\rightarrow$  indica che i reagenti si trasformano completamente nei prodotti
- **a**, **b**, **c** e **d** sono i coefficienti stechiometrici che esprimono il numero di moli di ciascun componente

**L'equazione si legge: a moli di A si combinano con b moli di B per dare (trasformandosi completamente) c moli di C e d moli di D**

# Equazioni chimiche

Per descrivere correttamente una reazione, una equazione chimica deve necessariamente essere **bilanciata**: dovendo rispettare la legge di conservazione della massa, deve avere *lo stesso numero di atomi della stessa specie da entrambi i lati*. Anche le cariche non possono né crearsi né distruggersi: la carica complessiva presente a sinistra deve essere uguale a quella di destra.

Una reazione si bilancia mettendo gli opportuni coefficienti stechiometrici davanti alle diverse specie chimiche:

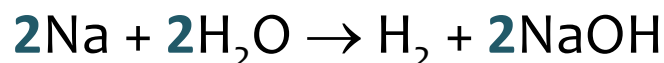


# Equazioni chimiche

I coefficienti stechiometrici in una reazione devono essere i **minimi** coefficienti **interi** possibili



*pur essendo bilanciata, si scrive più correttamente*



Quando si bilancia un'equazione chimica, si possono aggiungere coefficienti di fronte ai composti da bilanciare, ma **NON** si può cambiare il pedice degli atomi.

Modificare il pedice significa cambiare il composto!!!

# Equazioni chimiche

Un'equazione chimica quindi contiene informazioni su

- **Identità delle sostanze** chimiche coinvolte (Formula del composto)
- **Rapporti molari** fra un reagente e l'altro, fra un prodotto e l'altro e fra reagenti e prodotti

Consente di prevedere la quantità di prodotti che si formerà a partire da una quantità nota di reagenti.



I **coefficienti stechiometrici** che compaiono in una equazione chimica riguardano **SEMPRE** e **SOLO** la quantità in **MOLI** di composto.

La massa totale di reagenti e prodotti si conserva, cioè la massa totale dei reagenti è uguale alla massa totale dei prodotti. Il numero di moli non si conserva

# Come bilanciare un'equazione

1. Scrivere la formula corretta di reagenti e prodotti
2. Contare il n° di atomi di ciascun elemento a sinistra. Confrontarli con il n° di atomi della stessa specie presenti a destra.
3. Stabilire i coefficienti da inserire davanti alle formule in modo da avere lo stesso n° di atomi da entrambi i lati per ciascun elemento presente nella reazione.
4. Verificare che:
  - ✓ il n° di atomi della stessa specie sia uguale da entrambi i lati della equazione.
  - ✓ la somma delle cariche sia identica (n° e tipo) da entrambi i lati dell'equazione
  - ✓ i coefficienti siano numeri interi e nel rapporto minore possibile

# Suggerimenti

- considerare un elemento alla volta, lasciando H e O per ultimi.
- se tutto è bilanciato eccetto l'O, e non c'è modo di bilanciare l'O con un numero intero, può essere utile raddoppiare tutti i coefficienti e riprovare.
- gli ioni poliatomici che appaiono da entrambi i lati dell'equazione possono essere bilanciati quali unità indipendenti.
- attenzione al numero di atomi!!  
Es.: in  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  ci sono  $4 \times 3 = 12$  atomi di O, 2 atomi di ferro e 3 di zolfo



# Calcoli stechiometrici

In una reazione chimica conoscendo la quantità di una specie è possibile calcolare la quantità di un'altra specie, seguendo i seguenti passaggi:

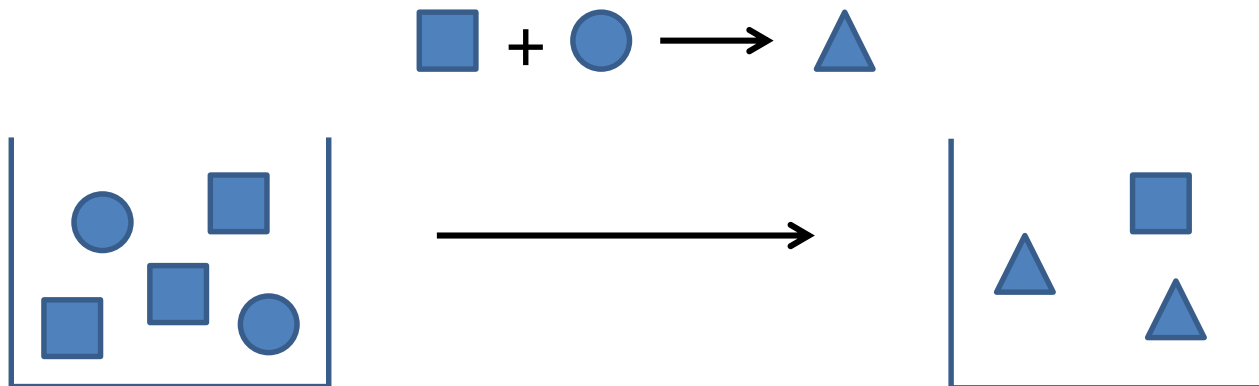
1. si scrive la reazione bilanciata;
2. si determinano le masse molari delle specie coinvolte;
3. si calcola il numero di moli della specie richiesta, in base ai rapporti stechiometrici;
4. si calcola la massa della specie richiesta.

# Reagente Limitante

Quando in una reazione le quantità dei reagenti non rispettano il rapporto stechiometrico, si è in presenza:

- di un **reagente limitante**, presente in quantità inferiore a quella imposta dalla reazione stechiometrica;
- di un **reagente in eccesso**, presente in quantità superiore rispetto alla quantità prevista dal rapporto stechiometrico.

Il reagente in difetto determina la massima quantità di prodotto che può essere formata dalla reazione secondo i rapporti stechiometrici dell'equazioni chimica:



# Resa di una reazione

La **resa teorica** di una reazione è la massima quantità di prodotto che può essere ottenuta da una certa massa di reagente in base alla stechiometria della reazione. La **resa percentuale** di un prodotto è il rapporto percentuale tra la quantità di prodotto effettivamente ottenuta (resa effettiva) e quella massima ottenibile (resa teorica):

$$\eta = \frac{g_{\text{ottenuti}}}{g_{\text{attesi}}} 100$$

$\eta$  = resa percentuale

# Bilanciamento di una equazione chimica

## *Reazioni di ossido-riduzione*

Le reazioni di ossido-riduzione (o redox) sono reazioni in cui avviene uno scambio di elettroni fra i reagenti.

Per caratterizzare reazioni di questo tipo occorre conoscere il **numero di ossidazione** delle specie coinvolte ossia la **carica elettrica** che un elemento assumerebbe nel composto, se gli elettroni di legame venissero attribuiti all'atomo più elettronegativo.

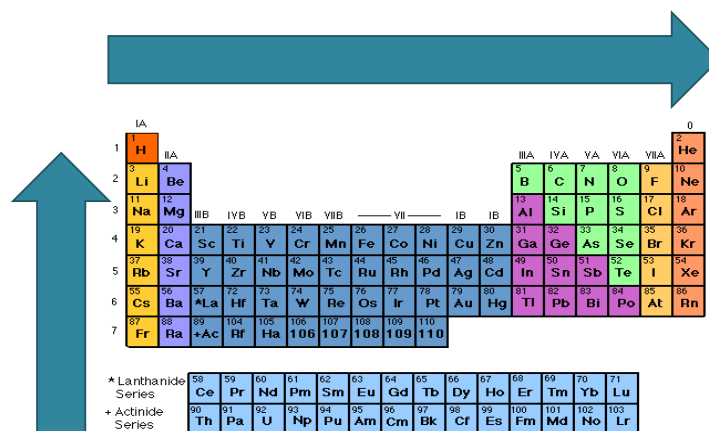
# Bilanciamento di una equazione chimica

## Numero di ossidazione

Gli atomi formano legami mettendo in comune elettroni appartenenti al loro strato più esterno (**strato di valenza**). Dopo il legame gli elettroni appartengono contemporaneamente ai due atomi.

Si definisce **elettronegatività** la tendenza di un atomo coinvolto in un legame ad attrarre su di sé gli elettroni condivisi di un legame. L'elemento più elettronegativo della coppia assume una parziale carica negativa mentre quello meno elettronegativo una parziale carica positiva.

L'elettronegatività varia con regolarità lungo la tavola periodica:



# Bilanciamento di una equazione chimica

## *Regole per la determinazione del numero di ossidazione*

	Numero di ossidazione
<b>Atomi allo stato elementare</b> (Es. He, H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , P <sub>4</sub> , S <sub>8</sub> , ...)	0
<b>Elementi del I° gruppo in tutti i loro composti</b> (metalli alcalini)	+1
<b>Elementi del II° gruppo in tutti i loro composti</b> (metalli alcalino-terrosi)	+2
<b>Idrogeno</b> eccetto che negli idruri dei metalli del I e II gruppo del blocco s (LiH, NaH, MgH <sub>2</sub> , CaH <sub>2</sub> ,...)	+1 -1
<b>Ossigeno</b> eccetto che  nei perossidi (H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> ):  nei superossidi (KO <sub>2</sub> ):  nel fluoruro di ossigeno (F <sub>2</sub> O):	-2  -1  -½  +2

# Bilanciamento di una equazione chimica

## *Regole per la determinazione del numero di ossidazione*

La sommatoria dei N.O. degli elementi presenti

- in una molecola neutra è zero
- in uno ione poliatomico è pari alla carica totale dello ione

# Esempi



$$x_{\text{H}} + x_{\text{Cl}} + 4x_{\text{O}} = 0$$

$$1 + x_{\text{Cl}} + 4(-2) = 0$$

$$x_{\text{H}} = +1$$

$$x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 8 - 1 = +7$$



$$x_{\text{Cl}} + 4x_{\text{O}} = -1$$

$$x_{\text{Cl}} + 4(-2) = -1$$

$$x_{\text{H}} = +1$$

$$x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 8 - 1 = +7$$



$$x_{\text{Cl}} + x_{\text{O}} = -1$$

$$x_{\text{Cl}} + (-2) = -1$$

$$x_{\text{H}} = +1$$

$$x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Cl}} = 2 - 1 = +1$$



# Esempi



$$x_{\text{N}} + 3x_{\text{O}} = -1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{N}} + 3(-2) = -1 \quad x_{\text{Cl}} = 6 - 1 = +5$$



$$x_{\text{S}} + 4x_{\text{O}} = -2 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{S}} + 4(-2) = -2 \quad x_{\text{Cl}} = 8 - 2 = +6$$



$$x_{\text{Mn}} + 4x_{\text{O}} = -1 \quad x_{\text{O}} = -2$$

$$x_{\text{Mn}} + 4(-2) = -1 \quad x_{\text{Cl}} = 8 - 1 = +7$$



$$2x_{\text{Cr}} + 7x_{\text{O}} = -2 \quad x_{\text{O}} = -2$$

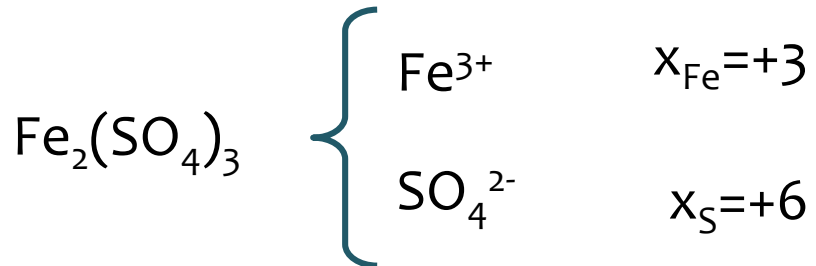
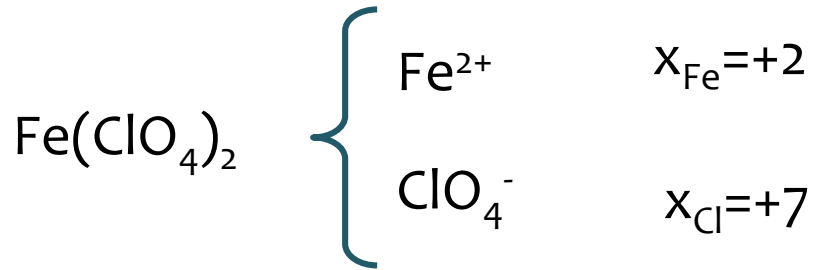
$$2x_{\text{Cr}} + 7(-2) = -2 \quad 2x_{\text{Cr}} = 14 - 2 = +12 \quad x_{\text{Cr}} = +12/2 = +6$$

# Esempi

Nel caso di composti ionici è conveniente considerare separatamente gli ioni: ciò richiede però la conoscenza degli anioni poliatomici più comuni.

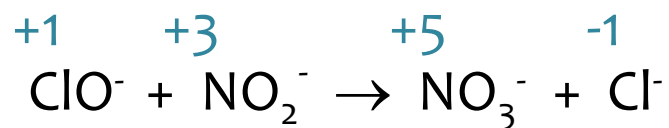
Consideriamo ad esempio  $\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$

Riconoscendo l'anione  $\text{ClO}_4^-$  si deduce che il catione sarà  $\text{Fe}^{2+}$



# Reazioni di ossido-riduzione

La maniera migliore per identificare una reazione di ossido-riduzione è di osservare se si ha variazione dei numeri di ossidazione. Questo si può fare scrivendo i numeri di ossidazione per i principali elementi (in genere né O né H) sopra le formule delle sostanze implicate.

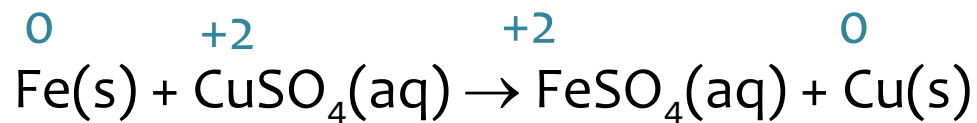


Si vede così che il cloro passa dallo stato di ossidazione +1 a –1 mentre l'azoto passa da +3 a +5: si ha quindi un trasferimento formale di due elettroni dall'azoto al cloro.

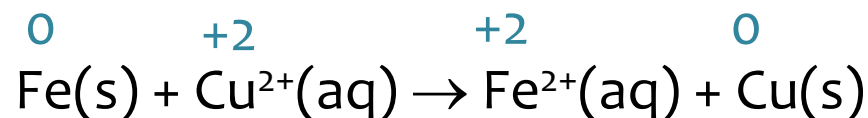
# Reazioni di ossido-riduzione

In generale una reazione di ossido-riduzione è definita come una reazione in cui si ha trasferimento di elettroni fra le specie reagenti o in cui gli atomi variano il loro numero di ossidazione.

La stessa reazione si può rappresentare sia in forma completa (comprendendo i controioni di ciascun elemento), sia in forma ionica netta. Ad esempio la reazione:



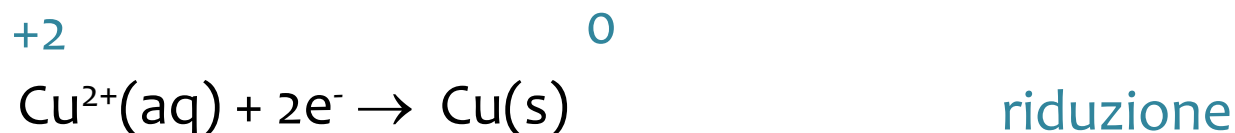
in forma ionica diventa:



# Reazioni di ossido-riduzione

Una reazione di ossido-riduzione può essere separata in due semireazioni una delle quali implica una perdita di elettroni (**ossidazione**) mentre l'altra implica un acquisto di elettroni (**riduzione**).

Ad esempio per la reazione precedente:

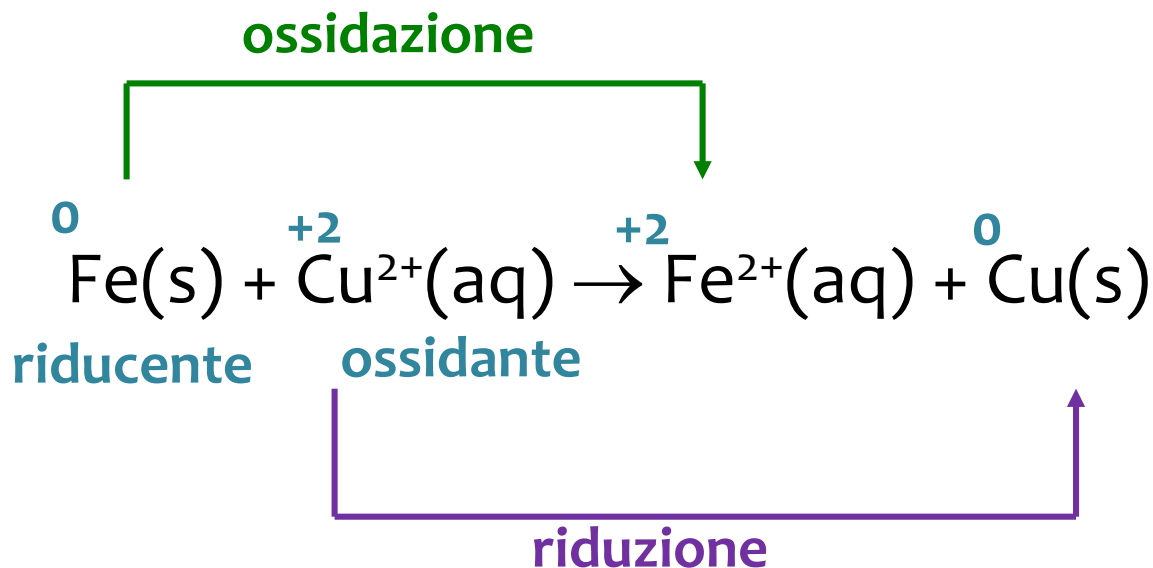


In generale nell'ossidazione si ha un aumento del numero di ossidazione, mentre nella riduzione si ha una diminuzione del numero di ossidazione.

# Reazioni di ossido-riduzione

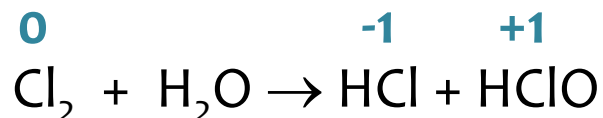
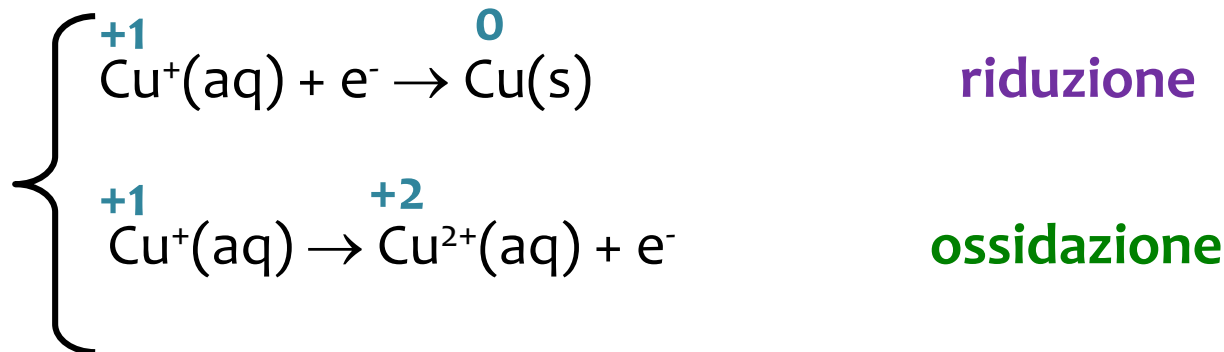
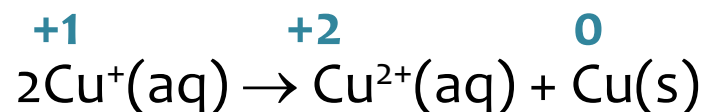
Si definisce **ossidante** una specie che ossida altre specie e che perciò nella reazione si riduce ( $\text{Cu}^{2+}$ ).

Si definisce **riducente** una specie che riduce altre specie e che perciò nella reazione si ossida (Fe).



# Reazioni di disproporzione

Sono una classe particolare di reazioni di ossido-riduzione in cui una stessa specie si ossida e si riduce.



# Regole per il bilanciamento

Le equazioni di ossido-riduzione sono spesso troppo difficili da bilanciare per tentativi e per il loro bilanciamento si fa uso di metodi sistematici.

1. Assegnare i numeri di ossidazione a tutti gli elementi presenti
2. Identificare le specie che si sono ossidate e ridotte
3. Scrivere le due semireazioni di ossidazione e riduzione
4. Bilanciare le masse ed esplicitare il numero di elettroni coinvolti nel processo
5. Combinare le semireazioni bilanciate in modo da eliminare gli elettroni ed ottenere l'equazione globale
6. Riportare i coefficienti nell'equazione iniziale e aggiustare eventualmente i coefficienti per il bilancio di massa e carica