

Programma

Misure ed Unità di misura. Incertezza della misura. Cifre significative. Notazione scientifica. Atomo e peso atomico. Composti, molecole e ioni. Formula molecolare e peso molecolare. Mole e massa molare. Formula chimica: empirica e molecolare. Nomenclatura dei composti inorganici. **Equazioni chimiche. Bilanciamento delle equazioni chimiche. Calcolo stechiometrico delle quantità molari e delle masse. Reagente limitante. Resa di reazione.** Soluzioni e loro concentrazione. Metodi di separazione delle componenti di una miscela. Acidi e Basi. Reazioni di ossidoriduzione e loro bilanciamento. Leggi dei gas ideali (cenni). Equilibrio chimico gassoso ed in soluzione acquosa. Legge di azione di massa. Principio di Le Chatelier e quoziente di reazione. Equilibri Acido-Base: autoprotolisi dell'acqua; pH; idrolisi di sali; soluzioni tampone; titolazioni acido-base (cenni). Equilibrio di solubilità: solubilità e prodotto di solubilità; previsione di precipitazione; effetto dello ione in comune, del pH, della temperatura. Elettrochimica: bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni; serie elettrochimica; celle galvaniche.

Le reazioni chimiche

Una reazione chimica è un processo che porta alla formazione di nuove sostanze, **i prodotti**, trasformando profondamente le sostanze di partenza, **i reagenti**.



Stechiometria

- La stechiometria è caratterizzata dall'applicazione quantitativa delle leggi ponderali che regolano la composizione delle sostanze e il loro rapporto di combinazione
- I calcoli stechiometrici sono finalizzati a **quantificare** le sostanze che reagiscono e che si producono nel corso di una reazione chimica

Reazioni chimiche

Si riconoscono per

- cambiamento dello stato di aggregazione
- cambiamento di colore
- variazione di temperatura
- sviluppo di gas
- formazione di un precipitato



Reazioni chimiche

In alcune reazioni si può osservare semplicemente una diminuzione di volume



Le informazioni di una reazione chimica

- QUALITATIVE:

- Reagenti e prodotti

- Formule di reagenti e prodotti



- QUANTITATIVE:

- N° di molecole di reagenti e prodotti

- N° di atomi di ciascun elemento coinvolto

- N° di moli di ciascuna sostanza

- N° di grammi di ciascuna sostanza reagente o prodotta

- Rapporti di volume tra le sostanze in fase gassosa

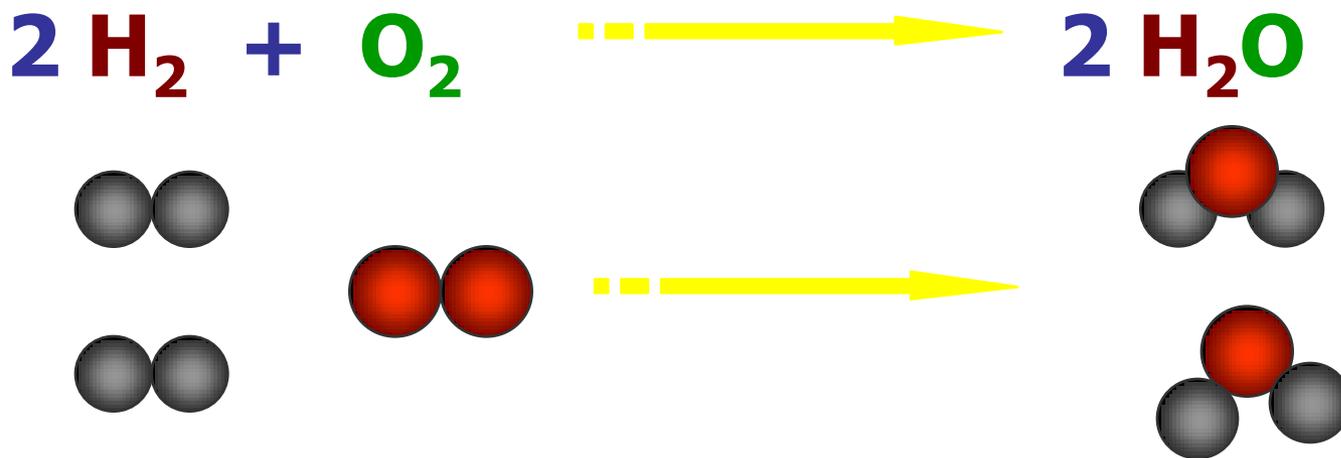


Bilanciamento delle reazioni chimiche

- Tutte le reazioni chimiche obbediscono nella realtà alla legge di Lavoisier (legge della conservazione della massa):

**Nel corso delle reazioni chimiche
la massa si mantiene costante**

Si devono pertanto introdurre dei numeri che moltiplichino intere formule chimiche al fine di avere un ugual numero di atomi della stessa specie chimica sia tra i reagenti che i prodotti. Questi coefficienti sono detti **“STECIOMETRICI”**



Bilanciamento delle reazioni chimiche

- 1) Si conta e si confronta il numero di atomi di ciascun elemento individuando quelli che devono essere bilanciati
- 2) Si bilancia un elemento alla volta ponendo un numero intero (coefficiente stechiometrico) davanti all'elemento o alla molecola che lo contiene
- 3) **Prima i metalli, poi i non metalli, poi H e poi O**
- 4) Si controllano tutti gli elementi per eventuali correzioni

Classificazione delle reazioni chimiche

1-Reazioni di **combinazione** o di **sintesi**:
due o più reagenti formano un **unico**
prodotto:

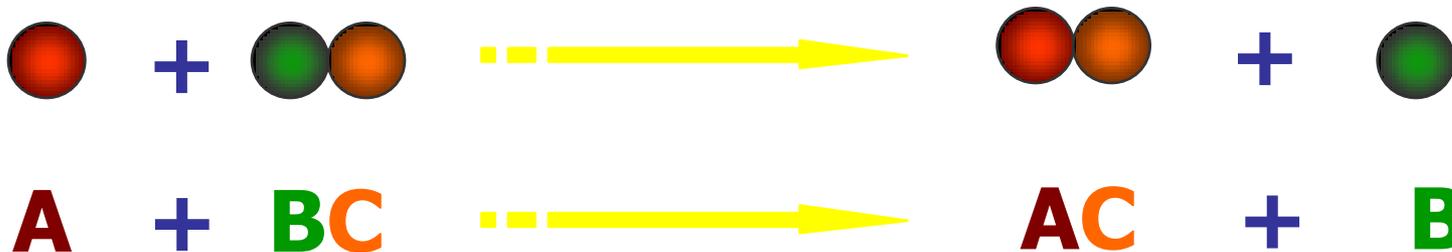


2-Reazioni di decomposizione:

un composto si decompone per formare
due o più prodotti:



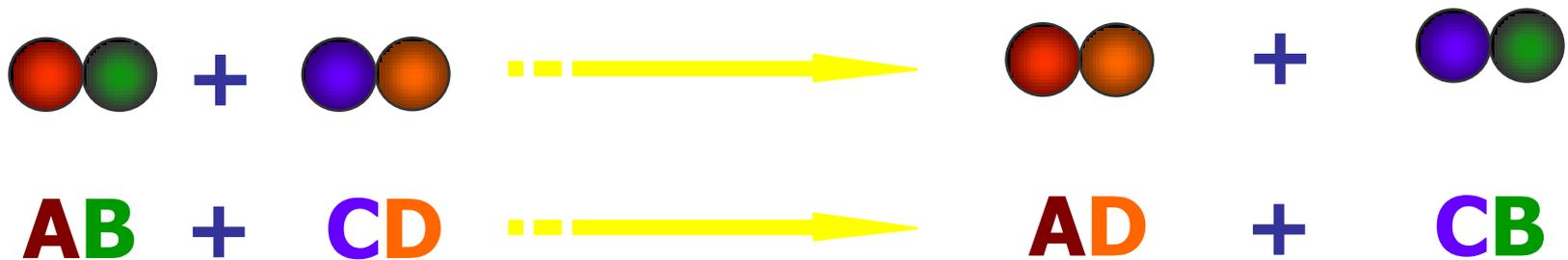
3-Reazioni di **scambio** o di **spostamento**:
 un elemento libero sostituisce uno degli
 elementi del composto:



4-Reazioni di doppio scambio:

i composti si **scambiano** i “partner” e dai due reagenti si ottiene:

- a) un composto insolubile (precipitato)
- b) una molecola stabile, quale H_2O
- c) sviluppo di un gas



4a) Formazione di una sostanza insolubile
(precipitato)



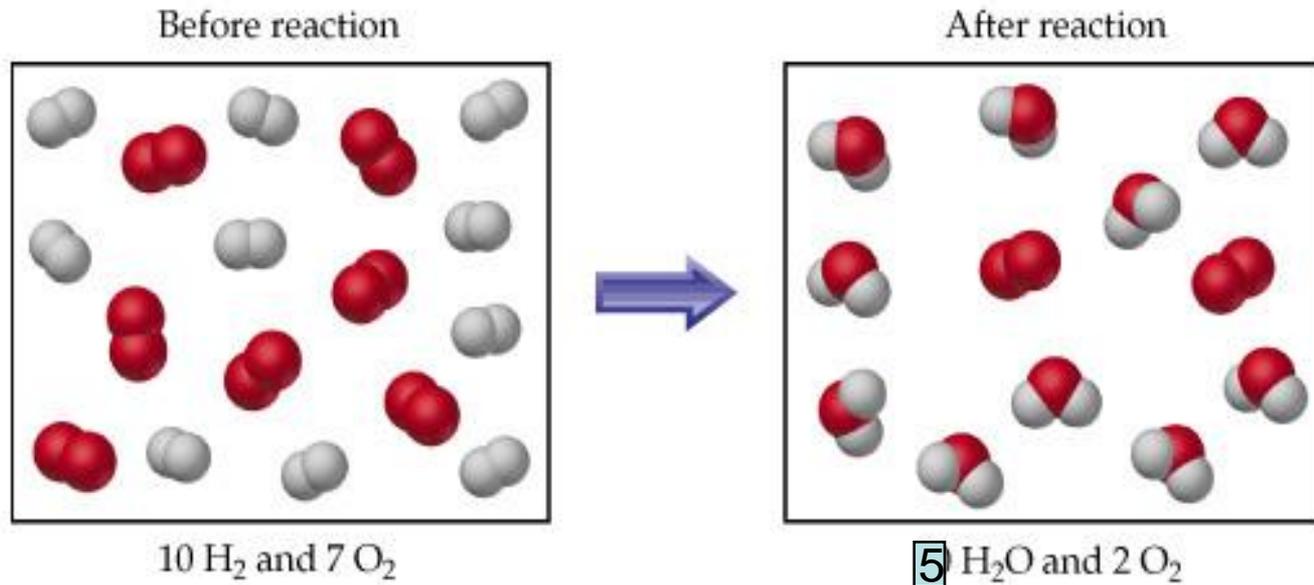
4b) Formazione di H₂O (Reazioni di neutralizzazione)



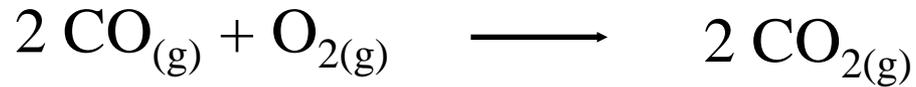
4c) Formazione di gas



Il reagente limitante

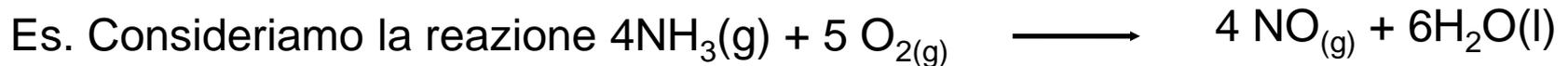


Data una reazione irreversibile, si definisce **reagente limitante** il reagente il cui esaurimento impedisce alla reazione di proseguire fino al completamento



Supponiamo di avere 4 molecole di CO e 3 molecole di O₂

CO è il reagente limitante

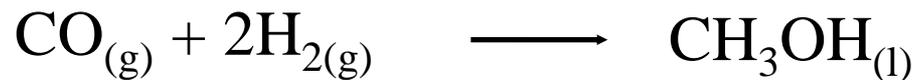


$$g \text{NH}_3 = 750 \text{ g}$$

$$g \text{O}_2 = 750 \text{ g}$$

Qual è il reagente limitante? Quanto NO si formerà se la reazione che usa le quantità indicate va a compimento? Quanto del reagente in eccesso avanza dopo che si è formata la massima quantità di NO?

Il metanolo CH_3OH può essere prodotto dalla reazione tra il monossido di carbonio e l'idrogeno.



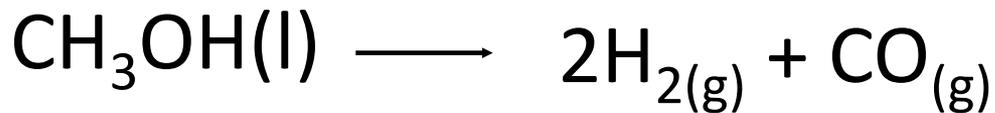
Si supponga di far reagire una miscela di 356 g di CO e 65.0 g di H_2 . Qual è il reagente limitante? Qual è la massa di metanolo prodotta? Qual è la massa del reagente in eccesso dopo che tutto il reagente limitante è stato consumato?

Resa di reazione

Definiamo **resa teorica** la quantità massima di prodotto che si può ottenere da una reazione chimica. La **resa effettiva** è spesso inferiore alla resa teorica a causa di perdite nel processo di separazione e purificazione. E' utile quindi definire la **resa percentuale** come:

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{Resa effettiva}}{\text{Resa teorica}} \times 100$$

Il metanolo CH_3OH può essere bruciato in ossigeno per fornire energia o può essere decomposto ottenendo idrogeno che a sua volta può essere usato come combustibile:



Qual è la resa teorica in idrogeno se si decompongono 125 g di metanolo? Se si ottengono solo 13.6 g di idrogeno qual è la resa percentuale?

Numeri di Ossidazione

Valore della carica (positiva o negativa) reale o formale assegnata ad un atomo allo stato libero o in un suo composto.

E' la carica che l'elemento avrebbe in un composto se il composto fosse puramente ionico

Gli stati di ossidazione aiutano a valutare le variazioni di carica elettronica in un elemento in una reazione chimica.

Come assegnare i numeri di ossidazione, NO

- NO = 0 per tutti gli atomi nella loro forma elementare, Na(s), Zn(s), Hg(l), H₂(g), Cl₂(g), I₂(s), O₂(g), C(s), P₄(s), S₈(s)
- NO = carica per gli ioni mono/bi/triatomici
- NO = -1 per il F in tutti i composti
- NO = -2 per l' O nei composti
 - eccezioni: perossidi, O₂²⁻, NO = -1
 - superossidi, O₂⁻, NO = -1/2
- NO = +1 per H nei composti
 - eccezione: NO = -1 negli idruri metallici (NaH)

Come assegnare i numeri di ossidazione, NO

- NO = +1 per i metalli alcalini nei composti
- NO = +2 per i metalli alcalino-terrosi nei composti
- NO = +3 per Al nei composti
- NO = -1 per Cl, Br, e I nei composti binari, ad eccezione con l'ossigeno

Esempi di calcolo del numero di ossidazione

1) Calcolare il numero di ossidazione del Mn nel KMnO_4 .

K n.o. +1

O n.o. -2

La molecola è neutra per cui:

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

$$\text{Mn n.o.} + 7$$

2) Calcolare il numero di ossidazione del P nel H_2PO_4^- .

H n.o. +1

O n.o. -2

La molecola è elettricamente carica (-1) per cui:

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

P n.o. +5

Esempi di calcolo del numero di ossidazione

3) Calcolare il numero di ossidazione dell'azoto N nei seguenti composti.

NO

NO₂

HNO₃

N₂O₅

NO n.o. N +2

NO₂ n.o. N +4

HNO₃ n.o. N +5

N₂O₅ n.o. N +5

4) Calcolare il numero di ossidazione del cromo Cr nei seguenti composti.

Cr₂O₃

Cr₂O₇²⁻

Cr₂O₃ n.o. Cr +3

Cr₂O₇²⁻ n.o. Cr +6

REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

Una reazione in cui avvengono scambi di elettroni può essere formalmente scomposta in due semi-reazioni distinte, una di ossidazione e l'altra di riduzione.

Viene definita **ossidazione** una semireazione in cui una specie chimica perde elettroni e **riduzione** una semireazione in cui una specie chimica acquista elettroni.

Nella reazione:



sono individuali le due semi-reazioni:



Un'ossidazione può avvenire solo se contemporaneamente avviene una riduzione.

Viene chiamata **ossidante** la specie che acquista elettroni (cioè quella che si riduce) e **riducente** quella che perde elettroni (cioè quella che si ossida).

BILANCIAMENTO DI UNA OSSIDO-RIDUZIONE

i coefficienti stechiometrici devono soddisfare:

BILANCIAMENTO ELETTRONICO

BILANCIAMENTO DELLE MASSE

BILANCIAMENTO DELLE CARICHE (per le equazioni chimiche scritte
in forma ionica)

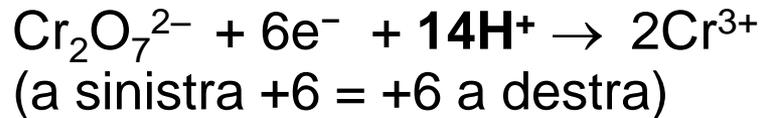
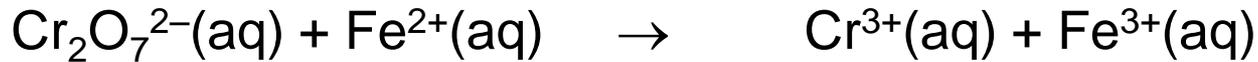
BILANCIAMENTO ELETTRONICO: in una reazione di ossido-riduzione il numero di elettroni ceduti nel processo di ossidazione deve essere uguale al numero di elettroni acquistati nel processo di riduzione.

Il bilanciamento elettronico viene effettuato attraverso:

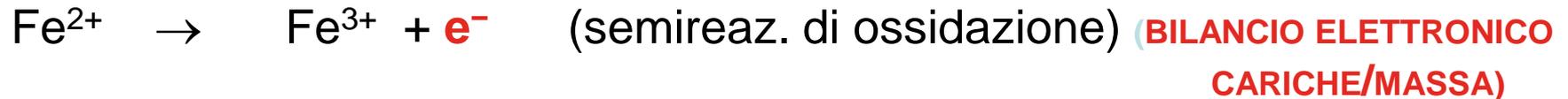
- 1) la determinazione dei numeri di ossidazione di tutte le specie che partecipano alla reazione;
- 2) la individuazione delle specie che cambiano il proprio numero di ossidazione;
- 3) il riconoscimento delle due semi-reazioni di ossidazione e di riduzione e la valutazione degli elettroni in gioco in questi due processi;
- 4) la scelta degli opportuni coefficienti stechiometrici che permettano di eguagliare il numero degli elettroni coinvolti nelle due semireazioni.

Bilanciare le equazioni REDOX (ambiente acido)

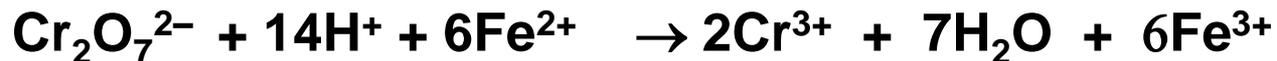
NO: +6



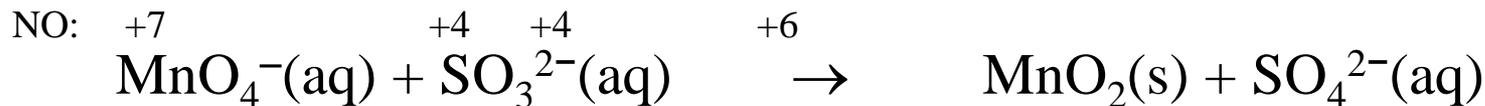
(BILANCIO DELLE CARICHE)



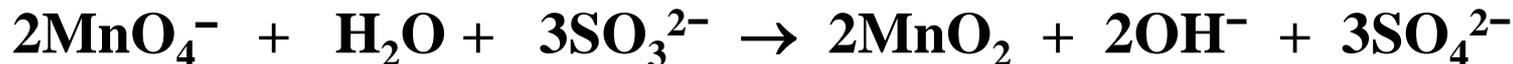
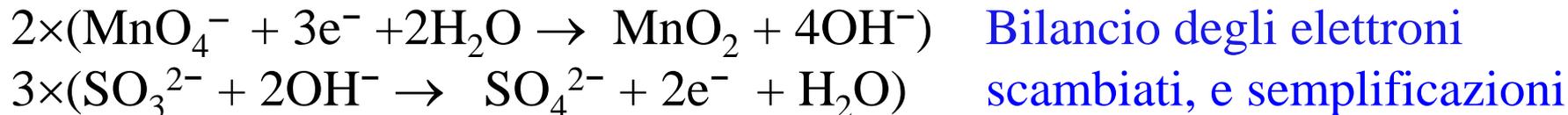
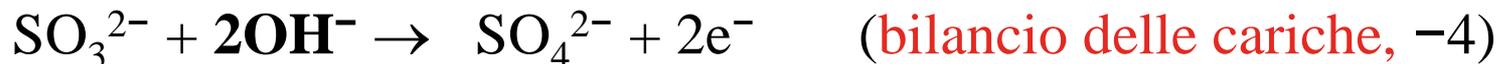
A questo punto ogni semireazione è completamente bilanciata



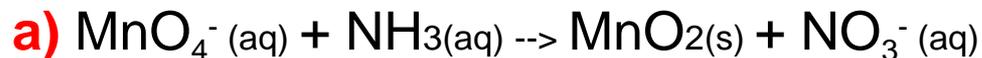
Bilanciare le equazioni REDOX (ambiente basico)



Bilancio degli elettroni



Bilanciare le seguenti redox:



(in soluzione acquosa basica, reazione da completare con ioni idrossido e acqua mancanti)

[8, 3, 8, 3, 5 OH⁻, 2 H₂O]



(in soluzione acquosa acida, reazione da completare con ioni ossonio e acqua mancanti)

[2, 17, 62 H₃O⁺, 2, 4, 17, 93 H₂O]



(in soluzione acquosa acida, reazione da completare con ioni ossonio e acqua mancanti)

[1, 6, 14 H₃O⁺, 2, 3, 21 H₂O]

DISMUTAZIONI

Processi di ossidoriduzione a cui partecipa una sostanza contenente un elemento che in parte si ossida e in parte si riduce

