STECHIOMETRIA

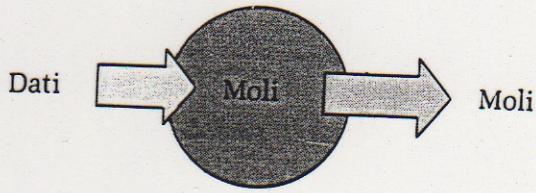
I coefficienti stechiometrici delle reazioni indicano le moli delle varie specie che prendono parte alla reazione.

⇒ calcoli quantitativi

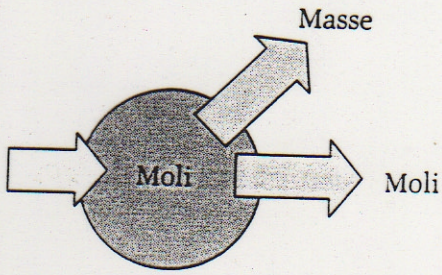
- Numero delle moli che prendono parte ad una reazione.

- Masse delle specie che prendono parte ad una reazione

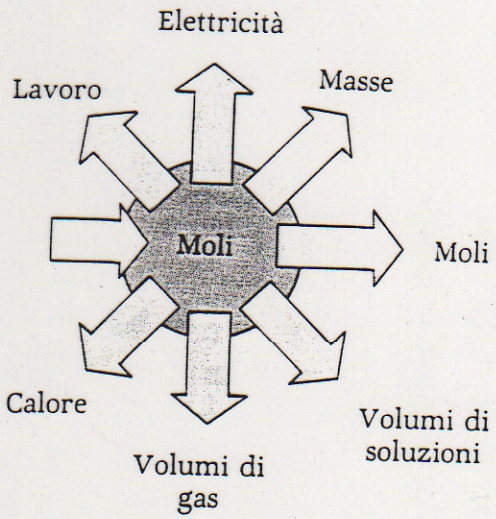
$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$
$$2g \quad 16g \quad 18g$$


Dati
Moli
Moli

1


Masse
Moli
Moli

2


Elettricità
Lavoro
Masse
Moli
Moli
Calore
Volumi di soluzioni
Volumi di gas

3

REAGENTE LIMITANTE

Reagente che determina la quantità massima di prodotto che si può formare

	10 ~~20~~	0.03 ~~1~~		~~? 2~~
	$2H_2(g)$ +	$O_2(g)$	→	$2H_2O(g)$
mol	2	1		2
	2	2		~~?~~ 2
	/	1		2

2 mol H_2 possono produrre 2 mol H_2O

2 mol O_2 possono produrre 4 mol H_2O

H_2 reagente limitante

O_2 e' in ECCESSO

RESA DI REAZIONE

RESA TEORICA: quantità massima di un prodotto che si può ottenere da una data massa di uno specifico reagente.

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$$

ottano

PM (C_8H_{18}) = 114.232 uma — 100 g ottano

$$\text{mol}\ (C_8H_{18}) = 100\ g \cdot \frac{1}{114.232\ g/mol} = 0.875\ \text{mol}$$

$$\text{mol}\ (CO_2) = \frac{0.875}{2} \cdot 16 = 7.00\ \text{mol}$$

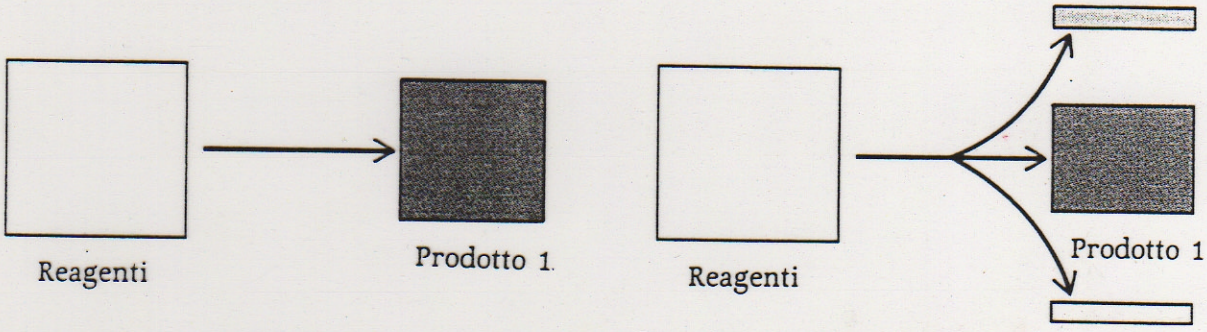
$$\text{massa}\ (CO_2) = 7.00\ \text{mol} \cdot 44.001\ g/mol = 308\ g$$

Resa teorica = 308 g

Ma c'è può anche essere la reazione parassita:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 17\ O_2(g) \rightarrow 16\ CO(g) + 18\ H_2O(g).$$

⇒ Porta a prodotti diversi e fa diminuire la resa.



Resa teorica

Resa < 100 %

$$\frac{290\ g}{308\ g} \cdot 100 = 94.2\ \%$$

RESA PERCENTUALE: **percentuale della resa teorica raggiunta in realtà.**

$$\text{Resa percentuale} = \frac{\text{massa prodotta}}{\text{resa teorica}} \cdot 100\ \%$$

Analisi gravimetrica: **analisi della composizione di un composto mediante misurazioni di massa.**

Per composti organici ⇒ **analisi per combustione.**

$H \longrightarrow H_2O$

$C \longrightarrow CO_2$

$N \longrightarrow N_2$

Misurando le masse, si risale alla composizione.

Si ottengono le % in massa di C, H, N e O nel composto.

FORMULA MINIMA : formula chimica più semplice indicante i numeri relativi di atomi di ciascun elemento in un composto.

benzene = CH

FORMULA MOLECOLARE ⇒ richiede la determinazione del peso molecolare ; si deve vedere quante unità formula minima sono necessarie per giustificare tale peso.

$$\text{num. unità form. minime} = \frac{\text{peso molecolare}}{\text{peso formula minima}}$$

benzene $n. = \frac{78 \text{ u.m.a.}}{13 \text{ u.m.a.}} = 6$ C_6H_6

PESO MOLECOLARE : spettrometro di massa.

SPETTRO DI MASSA

CH_3OH

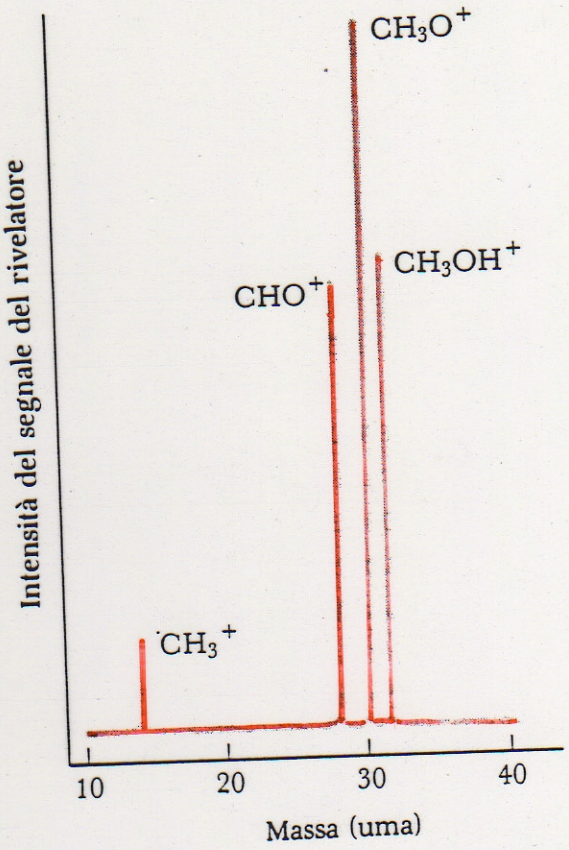


Figura 4.13

Quando viene ionizzata, la molecola del metanolo, CH_3OH, un alcool più semplice dell'etanolo, si decompone in vari ioni. L'illustrazione ne mostra lo spettro di massa, in cui è indicata l'identità degli ioni poliatomici con i rispettivi segnali.

PM = 32

REAZIONI IN SOLUZIONE

Calcolo di volumi di soluzioni che reagiscono insieme.

Le soluzioni sono miscele omogenee ⇒ Concentrazioni

CONCENTRAZIONE: quantità di soluto contenuta in una quantità unitaria di soluzione.

CONCENTRAZIONE MOLARE (MOLARITÀ)

Numero di moli di soluto che la soluzione contiene in un litro. $[X]$

$$[X] = \frac{\text{mol. } X}{\text{litri soluzione}}$$

$[NaCl] = 1\ M \quad 1\ mol/l$

Volume soluzione ≠ volume solvente.

Moli soluto

mol X = [X] • Volume soluzione

$$[X] = \frac{\text{mol}(x)}{V_{soluz.}}$$

→ Relazione fra volume della soluzione e quantità di soluto

$$\text{mol}(x) = [X] \cdot V_{soluz.}$$

→ Trasferimento di una quantità specificata di soluto

$$V_{soluz.} = \frac{\text{mol}(x)}{[X]}$$

→ Diluizione

$$\text{mol}(x) = [X] \cdot V_{soluz.}$$

$$V_i \cdot [X]_i = V_f [X]_f$$

Perché il numero di mol del soluto non è cambiato dalla diluizione.

Volume di soluzione necessario per una reazione

$$A + 2B \rightarrow C + D$$

Volume soluzione A $\xrightarrow{\text{Conc. A}}$ mol sostanza A

$\xrightarrow{\text{stechiometria}}$ mol sostanza B $\xrightarrow{\text{Conc. B}}$ volume soluzione B

Nel caso specifico mol (B) = 2 mol (A).

TITOLAZIONI

→ Analisi volumetrica

Si ha un volume noto di una sostanza di concentrazione incognita (ANALITA)

Viene fatta reagire con un'altra sostanza avente concentrazione nota (TITOLANTE).

Si aggiungono piccole porzioni (gocce) del titolante all'analita fino a che la reazione fra le due sostanze è completa (punto di equivalenza).

A quel punto si misura il volume del titolante, si ricavano le moli di titolante, da queste quelle di analita (nota la stechiometria) e quindi dal volume di analita si ricava la sua concentrazione.

TITOLAZIONI ACIDO-BASE: il punto di equivalenza è rilevato dal cambiamento di colore di un INDICATORE (punto di fine)

Es.: $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$

Indicatore fenolftaleina

TITOLAZIONI REDOX

Es.: $Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + e^-$

$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$

Si utilizza un indicatore redox, sostanza che cambia colore quando è convertita dallo stato ossidato a quello ridotto.

Es. iodometria $I_3^- + 2S_2O_3^{2-} \rightarrow 3I^- + S_4O_6^{2-}$
($I_2 + I^-$)

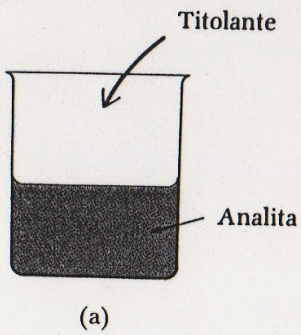
→ Titolazioni indirette

Eccesso di reagente all'analita ⇒
si titola il prodotto della reazione fra reagente e analita $(I_2 + I^-)$

→ Retrotitolazioni

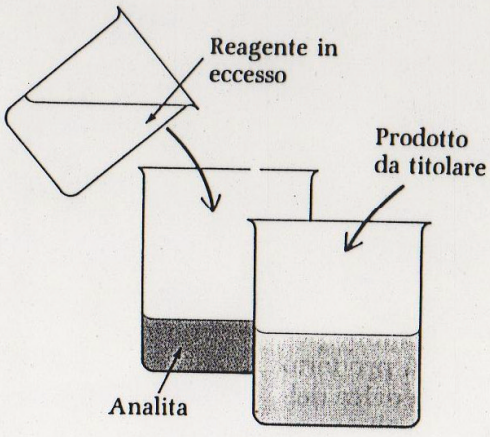
Eccesso noto con precisione di reagente all'analita; si titola il reagente che non ha reagito con l'analita.

$Cl_2 + 2\,I^- \rightarrow 2\,Cl^- + I_2$



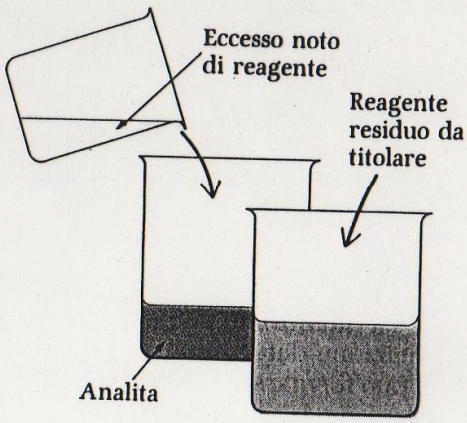
(a)

TITOLAZIONE DIRETTA



(b)

TITOLAZIONE INDIRETTA



(c)

RETROTITOLAZIONE

Tabella 4.1. Alcune titolazioni con permanganato

Sostanza analizzata	*Semireazione di ossidazione*	*Note*
$Fe^{2+}(aq)$	$Fe^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{3+}(aq) + e^-$	
$Br^-(aq)$	$2Br^-(aq) \rightarrow Br_2(g) + 2\ e^-$	Titolazione in $H_2SO_4(aq)$ 2 *M* bollente
$H_2O_2(aq)$	$H_2O_2(aq) \rightarrow O_2(g) + 2H^+(aq) + 2\ e^-$	Titolazione in $H_2SO_4(aq)$ 1 *M*
As(III)	$H_3AsO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3AsO_4(aq) + 2H^+(aq) + 2\ e^-$	Titolazione in $HCl(aq)$ 1 *M*
Acido ossalico	$C_2H_2O_4(aq) \rightarrow 2CO_2(g) + 2H^+(aq) + 2\ e^-$	*

* Mg^{2+}, Ca^{2+}, Sr^{2+}, Ba^{2+}, Zn^{2+}, Co^{2+}, Pb^{2+}, Ag^+ ed altri elementi che formano ossalati insolubili possono essere analizzati precipitando l'ossalato del metallo, sciogliendolo poi in acido e titolando la soluzione di ossalato così ottenuta. La semireazione di riduzione del MnO_4^- in soluzione acida è:

$$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5\ e^- \rightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$$

Tabella 4.2. Alcune applicazioni delle titolazioni iodometriche

Sostanza analizzata	*Semireazione di ossidazione*	*Note**
As(III)	$H_3AsO_3(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_3AsO_4(aq) + 2H^+(aq) + 2\ e^-$	D
SO_2	$SO_2(aq) + 2H_2O(l) \rightarrow SO_4^{2-}(aq) + 4H^+(aq) + 2\ e^-$	R
H_2S	$H_2S(aq) \rightarrow S(s) + 2H^+(aq) + 2\ e^-$	R**
Glucosio	$R\text{-}CHO(aq) + 3OH^-(aq) \rightarrow R\text{-}COO^-(aq) + 2H_2O(l) + 2\ e^-$	R

* Lo iodio viene titolato secondo la reazione

$$I_3^-(aq) + 2S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 3I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$$

D: si effettua una titolazione diretta con I_3^-.
R: si aggiunge un eccesso di I_3^- e si effettua una titolazione di ritorno con tiosolfato.
** Si sfrutta la determinazione di H_2S per l'analisi indiretta di Zn^{2+}, Cd^{2+}, Pb^{2+}, Hg^{2+} ed altri elementi che formano solfuri insolubili: si precipita il solfuro del metallo, si filtra, si lava e si tratta con acido, effettuando quindi la retrotitolazione come per $H_2S(aq)$.