

6. Reazioni chimiche (parte I)

Le cifre significative

Con il termine “**numero esatto**” si intende un numero che non è affetto da errore, le sue cifre sono tutte significative e non influenza il numero di cifre significative del risultato finale di un calcolo. Negli esercizi che svolgiamo riteniamo esatti i PM, ma dobbiamo aver presente che essi derivano da dati sperimentali e pertanto il loro valore ha un’incertezza che dipende dallo strumento di misura scelto per l’analisi. I numeri esatti sono quei valori che provengono da conteggi o da definizioni (per esempio: i 12 protoni in un atomo di ^{12}C , il volume di un recipiente immaginario di 1L).

La sensibilità delle misure non va né alterata né inventata. Ma come dobbiamo considerare gli “zeri” nel conto delle cifre significative di un dato?

Gli zeri prima delle cifre decimali non contano, quelli dopo invece sì. Per esempio: 0.00348g ha tre cifre significative mentre 0.0034800g ha cinque cifre significative. La notazione scientifica mette in evidenza il numero di cifre significative: $3.48 \cdot 10^{-3}$ ha tre cifre significative, $1.580 \cdot 10^{-1}$ ha quattro cifre significative.

Nei calcoli bisogna pertanto tener conto delle cifre significative di tutti i numeri ed esprimere il risultato in modo da fornire un valore attendibile. Nel caso di somme algebriche (somma e sottrazione) il risultato deve avere tante cifre decimali quante sono quelle dell’addendo che ne ha di meno:

1.34575 g +	5 decimali
3.43 g +	2 decimali
15.887 g =	3 decimali

Il risultato che darebbero, giustamente, i bambini delle elementari sarebbe 20.66275g. Questo valore però per uno scienziato non è corretto. Bisogna tenere solo due decimali, pertanto il risultato corretto è 20.66g.

Nel caso della moltiplicazione e della divisione, invece, il risultato deve avere lo stesso numero di cifre significative del fattore (o dividendo) che ne ha di meno:

12.435 x	5 decimali
7.34 =	3 decimali

Il risultato che darebbero, giustamente, i bambini delle elementari sarebbe 91.2729. Questo valore però per un chimico non è corretto. Bisogna esprimere il risultato con solo tre cifre, pertanto il risultato corretto è 91.3.

100 x	3 decimali
20 =	2 decimali

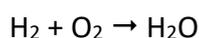
In questo caso il risultato è 2000. Dovendo tener conto delle cifre significative, dobbiamo esprimere il risultato con la notazione scientifica: $2.0 \cdot 10^3$.

Ciò che abbiamo fatto in entrambi i casi è aver **approssimato** il risultato. Nel primo caso, nella somma, abbiamo **troncato** il risultato mentre nel secondo caso, quello della moltiplicazione, abbiamo **arrotondato**. Per fare queste operazioni si seguono delle regole:

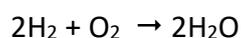
- Se la prima cifra scartata è < 5 , la prima cifra che rimane non viene cambiata.
Es. $2.54\mathbf{338} = 2.54$ (scarto 338)
- Se la prima cifra scartata è > 5 , la prima cifra che rimane viene aumentata di 1.
Es. $2.54\mathbf{716} = 2.55$ (scarto 716)
- Se la prima cifra scartata è $= 5$ bisogna tener conto della cifra che rimane:
 - la prima cifra che rimane non cambia se è pari
Es. $2.5\mathbf{4}500 = 2.54$
 - la prima cifra che rimane è aumentata di 1 se è dispari
Es. $2.5\mathbf{5}500 = 2.56$

Il bilanciamento delle reazioni

Le equazioni chimiche sono la traduzione scritta delle reazioni chimiche, cioè dei processi in cui una o più sostanze, dette reagenti, si trasformano in altre sostanze, dette prodotti. Per scrivere un'equazione chimica bisogna essere a conoscenza di tutte le formule delle specie dei reagenti e dei prodotti. Si iniziano a scrivere i reagenti separati da un segno +, poi una freccia (\rightarrow) che li separa dai prodotti anche loro separati dal segno +. La freccia con un'unica punta sta a significare che la reazione avviene solo in quella direzione; è possibile scrivere due frecce opposte sovrapposte, \rightleftharpoons , che stanno ad indicare che la trasformazione può avvenire in entrambi i versi. Una reazione viene di questo tipo viene detta *reversibile*. Consideriamo per esempio la reazione:



Tale reazione ha un significato puramente *qualitativo*, indica le formule dei reagenti e dei prodotti. Affinché assuma anche un significato *quantitativo* è necessario che l'equazione chimica venga **bilanciata**, cioè che si scrivano opportuni numeri interi, detti **coefficienti stechiometrici**, davanti ad ogni formula (l'1 può essere omissa) in modo che venga rispettato il *principio di conservazione della massa* (legge di Lavoisier: la massa dei reagenti è uguale alla massa dei prodotti). Il numero degli atomi presenti nei reagenti deve essere uguale al numero degli atomi presenti nei prodotti. La reazione precedente viene pertanto bilanciata in questo modo:



In generale potremmo scrivere la reazione: **$a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$**

Ciò indica che ***a molecole*** di ***A*** si combinano con ***b molecole*** di ***B*** a dare ***c molecole*** di ***C*** e ***d molecole*** di ***D***. A seguito della proporzionalità tra numero di *molecole* e numero di *moli* l'equazione esprime anche che ***a moli*** di ***A*** si combinano con ***b moli*** di ***B*** a dare ***c moli*** di ***C*** e ***d moli*** di ***D***.

Bilanciare una reazione significa quindi far diventare l'equazione chimica un'uguaglianza.

Esistono due tipi di reazioni: le reazioni **acido-base** e le reazioni di **ossidoriduzione**. In quest'ultime avviene uno scambio di elettroni tra due specie ma per ora ci occuperemo delle reazioni acido base. Alcune reazioni potrebbero anche essere riportare delle specie chimiche non neutre. Bisogna pertanto avere l'accortezza di bilanciare anche la carica, intesa come carica totale dei reagenti e dei prodotti e non dei singoli ioni.

Problema 6.1: Bilanciare le seguenti reazioni

- 1) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
- 2) $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$
- 3) $\text{MgHPO}_4 \rightarrow \text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{PO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

- 7) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{As}_2\text{O}_5$
- 9) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 10) $\text{Ca}_3(\text{AsS}_4)_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{As}_2\text{S}_5 + \text{H}_2\text{S}$
- 11) $\text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SiF}_6$
- 12) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} + \text{HCl}$
- 13) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{CO}_3)_{3(s)} + \text{NaCl}$
- 14) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Zn}_3(\text{PO}_4)_{2(s)} + \text{HCl}$
- 15) $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 17) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CoS}_{(s)} + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{HS}$
- 18) $\text{CaCO}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{KNO}_3$
- 20) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{Al} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2$
- 22) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- 23) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 24) $\text{HNO}_3 + \text{Ag}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- 25) $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow [\text{SbCl}_4]^- + \text{H}_2\text{S}$
- 27) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{SbS}_3^- + \text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{BiI}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{BiOI} + \text{H}^+ + \text{I}^-$
- 29) $\text{Cd}(\text{OH})_2 + \text{NH}_3 \rightarrow [\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + \text{OH}^-$
- 30) $[\text{SnCl}_6]^{2-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow [\text{Sn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}^+$
- 31) $\text{Fe}^{3+} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Fe}(\text{OH})_3$
- 32) $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS} + \text{HCN} + \text{CN}^-$
- 33) $\text{TiO}^{2+} + \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH} + \text{TiO}(\text{OH})_2$
- 34) $[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{HS}^- + \text{NH}_3 \rightarrow \text{MnS} + \text{CN}^- + \text{NH}_4^+$

La mole e il numero di Avogadro

La mole è l'unità di misura della quantità di sostanza. 1 mole corrisponde ad una quantità di sostanza pari **6.022x10²³unità**. Tale valore viene definito numero di Avogadro ed è formalmente definito come il numero di atomi di carbonio 12 presenti in 12 grammi di tale sostanza. Tuttavia, anche se fa riferimento al carbonio 12, si applica a qualsiasi sostanza. Il numero di Avogadro corrisponde al numero di atomi o molecole necessario a formare una massa pari, numericamente, al peso atomico o al peso molecolare, in grammi, rispettivamente della sostanza.

$$1 \text{ mole} = 6.022 \times 10^{23} \text{ unità}$$

Scrivere i risultati con le giuste cifre significative, tra parentesi, i risultati dati, sono indicativi.

Problema 6.2

Considerando la reazione di combustione dell'etano: $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (da bilanciare)

Se la quantità di etano è pari a di 6.00g, quanti g di ossigeno occorrono? E quanti g di acqua si formano?

Se fossimo interessati a produrre 8.00g di CO_2 , quanti g di etano e di ossigeno sono necessari?

Problema 6.3

Determinare quanti grammi di HCl sono necessari per reagire completamente con 5.0g di $CaCO_3$.

La reazione da bilanciare è: $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$.

(3.7g HCl)

Problema 6.4

Quanti grammi di H_2O sono necessari per reagire con 1.00g di P_4O_{10} . Quanti grammi di H_3PO_4 si formano? A quante molecole corrispondono? La reazione da bilanciare è:

$P_4O_{10} + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

(0.38g; 1.38g; $8.48 \cdot 10^{21}$ molecole)

Problema 6.5

Calcolare a) quanti grammi di C reagiscono con 15.0g di O_2 e b) quanti grammi di CO_2 si formano.

$C + O_2 \rightarrow CO_2$

(5.6 g; 20.6g)

Problema 6.6

Calcolare quanti grammi di NO si formano da 1.66g di N_2 e un eccesso di ossigeno.

$N_2 + O_2 \rightarrow NO$

(3.56 g)

Problema 6.7

Calcolare quanti grammi di $Ca_3(PO_4)_2$ si formano da 7.4g di Na_3PO_4 e un eccesso di $CaCl_2$.

$Na_3PO_4 + CaCl_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + NaCl$

(7.0 g)

Problema 6.8

Calcolare quante moli di H_2 si ottengono per reazione di HCl con 50g di Zn (sapendo che Zn contiene il 5% di impurezze).

$Zn + HCl \rightarrow H_2 + ZnCl_2$

(0.73 moli)

Problema 6.9

5.00g di K_3PO_4 vengono fatti reagire con una quantità stechiometrica di $Mg(NO_3)_2$. Determinare tale quantità e le masse dei prodotti. Indicare poi quanti atomi di Mg, K, N, P e O sono contenuti nei prodotti.

$K_3PO_4 + Mg(NO_3)_2 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2 + KNO_3$

Le reazioni

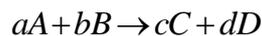
In chimica ci si pongono due domande fondamentali: come una reazione avviene e perché avviene. La **cinetica chimica** cerca di dare una risposta al primo quesito mentre la **termodinamica** al secondo (è la risposta è sempre: avviene perché vi è un guadagno energetico).

Come avvengono le reazioni: La cinetica della reazione

La cinetica chimica studia il meccanismo attraverso il quale la reazione avviene. La grandezza su cui si basa tale studio è **la velocità di reazione (v)**. La velocità è definita come la derivata della concentrazione di un reagente (segno negativo perché scoppa) o di un prodotto (segno positivo perché compare) rispetto al tempo:

$$v = \frac{dx}{dt} = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta x}{\Delta t}$$

La velocità di una reazione dipende da diversi fattori: **concentrazione dei reagenti**, **temperatura**, **energia di attivazione**, **pressione** (per i composti gassosi), **superficie di contatto** (per i composti solidi). In una generica reazione chimica la velocità di scomparsa dei reagenti è uguale alla velocità di comparsa dei prodotti:



$$v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt} = \frac{d[C]}{dt} = \frac{d[D]}{dt}$$

$$v = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

Dove: **k** è la costante di velocità, **x** e **y** sono gli ordini di reazione rispettivi dei reagenti A e B, la loro somma è detta **ordine di reazione complessivo**, essi vengono determinati sperimentalmente (non teoricamente). Questo perché le equazioni chimiche descrivono solo lo stato iniziale e finale del sistema, in realtà la reazione avviene **per stadi relativi**.



potrebbe sembrare che la reazione avvenga in un unico stadio, in realtà avviene in due stadi:



Si dice che lo stadio cineticamente determinante è quello che ci impiega più tempo ad avvenire.

Dal punto di vista pratico

Nello svolgere una ricetta, per produrre una certa sostanza chimica, in base alla quantità di prodotto che vogliamo ottenere dobbiamo determinare la quantità di reagenti necessaria. Scritta la reazione, troviamo quindi le moli di prodotto e in base agli indici stechiometrici troviamo le moli di ogni reagente e tramite la massa molecolare determiniamo la quantità di sostanza da pesare. Alcuni composti potrebbero non essere puri al 100% e quindi va tenuto conto anche di tale fattore; se il composto da pesare non è puro ne andrà pesato un quantitativo maggiore (massa da pesare diviso percentuale. Es: per pesare 1.00g di reagente A puro al 95%, bisognerà pesarne una massa pari a $1.00g / 0.95 = 1.05g$). Se invece abbiamo un certo quantitativo di reagenti (A + B) possiamo determinare a priori (prima di fare avvenire la reazione) la *quantità massima* di prodotti che possiamo ottenere. In questo caso dobbiamo tener conto del fatto che i reagenti potrebbero non essere in quantità stechiometriche, cioè la moli di un reagente eccedono quelle necessarie a reagire con quelle dell'altro reagente. La quantità di prodotto che si formerà sarà proporzionale alle moli di **reagente limitante**, cioè di quel reagente le cui moli sono in una quantità stechiometrica minore di quelle necessarie.

Come agire:

- 1) prendere uno dei reagenti a caso, calcolarne il numero di moli, in base ai coefficienti stechiometrici calcolare la quantità in moli e in grammi necessaria dell'altro reagente e verificare se questa quantità è disponibile o meno.
- 2) Se la quantità necessaria dell'altro reagente è disponibile, allora quello scelto è l'agente limitante (e l'altro è in eccesso). Altrimenti l'agente limitante è l'altro reagente, e quello scelto è in eccesso.
- 3) Le **moli dell'agente limitante** dettano (attraverso i coefficienti stechiometrici) le moli, e dunque i grammi, dei prodotti che si possono formare.

NB: del reagente in eccesso si può calcolare la quantità non consumata, sottraendo alla massa iniziale quella che reagisce in base alle moli di dell'agente limitante.

Problema 6.10

1.00g di P_4O_{10} sono fatti reagire con 1.00mL di H_2O (densità $H_2O = 1.0000g \cdot cm^{-3}$). Determinare l'agente limitante, quanto H_3PO_4 si forma e quanto rimane del reagente in eccesso.

La reazione da bilanciare è: $P_4O_{10} + H_2O \rightarrow H_3PO_4$

(1.38g; 0.62g H_2O)

Problema 6.11

Calcolare la quantità di prodotti ottenuti dalla combustione di 5.00g etano (C_2H_6) in presenza di una quantità di ossigeno pari a 5.00g.

(1.96g CO_2 ; 1.21g H_2O)

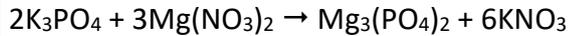
Problema 6.12

Azoto e ossigeno, in particolari condizioni sperimentali, danno origine ad ossido di azoto, NO. Calcola la quantità di NO che si può formare da 6.03g di N_2 e 0.191moli di O_2 .

(11.5g NO)

Problema 6.13

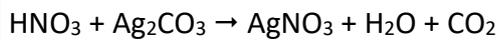
Fosfato di potassio e nitrato di magnesio vengono fatti reagire al fine di ottenere fosfato di magnesio e nitrato di potassio. In un becher vengono introdotti 50mL di acqua e sciolti 459.2mg nitrato di magnesio e un quantitativo di fosfato di potassio pari a $4.94 \cdot 10^{24}$ atomi. Calcola la massima quantità ottenibile di ogni prodotto.



(271.0mg $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$; 626.7mg KNO_3)

Problema 6.14

Il carbonato di argento è un sale solubile, in presenza di acido nitrico si forma un sale poco solubile, l'argento nitrato e il carbonato viene decomposto ad acido carbonico. Per ottenere 12.00g di argento nitrato, quanti grammi di carbonato di argento devo pesare sulla bilancia analitica? 2.50mL di acido nitrico, sono necessari a formare la quantità di composto desiderato? Se non sono sufficienti, quanti litri dovremmo aggiungere? (densità $\text{HNO}_3 = 1.52 \text{ Kg} \cdot \text{dm}^{-3}$)



(9.741g Ag_2CO_3 ; $4.3 \cdot 10^{-4}$ L di HNO_3)