

PRIMI ESERCIZI DI STECHIOMETRIA

Cari Studenti,
non ho mai dimenticato, durante lunghi anni di insegnamento, le difficoltà incontrate da studente nel risolvere problemi stechiometrici anche semplici. L'esperienza mi consente di proporvi una serie di esercizi senza timore di cadere nella banalità. Ho inserito anche qualche QSM, affinché possiate verificare il vostro grado di apprendimento. Dovete però, anzitutto, convincervi che per calcolare le moli, o le masse, o i volumi di una sostanza coinvolta in una reazione chimica, si procede allo stesso modo usato per trovare quanti chilometri percorre in trenta minuti un veicolo che procede alla velocità media di 120 km/h. Non c'è nessuna differenza. Buon lavoro!

Sommario.

- [1. Richiami di matematica e fisica.](#)
2. Concentrazione delle miscele.
- [3. Mole.](#)
4. Rapporto stechiometrico.
- [5. Calcoli sulle reazioni chimiche.](#)
6. Calcoli sui gas.
- [7. Acidi e basi, pH.](#)
8. Normalità.

1. RICHIAMI DI MATEMATICA E FISICA

1.1 Grandezze fisiche e unità di misura. Le *grandezze fisiche* sono entità misurabili con cui si descrivono le trasformazioni fisiche e chimiche; si rappresentano con lettere corsive (*m*; massa; *V*, volume; *A*, area, ecc.) mentre per le loro unità di misura si usa il carattere tondo (*m*, *metro*; *V*, *volt*; *A*, *ampere*, ecc.).
Le definizioni tra virgolette riportate più avanti sono quelle delle norme UNI 4546, 4723, 4724, 5968.

La *misurazione* di una grandezza è "la determinazione del numero che esprime il rapporto tra la grandezza in esame e la grandezza della stessa specie adottata come unità di misura". Non è possibile

determinare il *valore vero* di una grandezza, a meno che si tratti di un valore convenzionale.

Esempio. Poiché si è stabilito per convenzione che $1 \text{ cm} = 10 \text{ mm}$ e che $1 \text{ ft} = 12 \text{ in}$ (*foot*, piede; *inch*, pollice), 10 e 12 sono *valori veri* per definizione.

Quando invece si trova scritto $1 \text{ in} = 2,54 \text{ cm}$, il numero 2,54 è sicuramente un valore approssimato al centesimo perché le due unità di misura, decimale e anglosassone, sono state definite l'una indipendentemente dall'altra.

1.2. Scalari e vettori. Gli *scalari* sono grandezze non legate ad una direzione: per individuarle basta un numero. I *vettori* sono grandezze caratterizzate non soltanto da un numero (*modulo del vettore*) ma anche da una *direzione* ed un *verso* (o *senso*).

Esempi. Quando un oggetto di 1 kg viene introdotto in un recipiente di 0,5 kg, la massa risultante non può essere che 1,5 kg. La massa è una grandezza scalare e così il tempo, il volume, la temperatura, l'energia, ecc. Viceversa, quando si sposta un cursore su un'asta graduata per 1 m e poi per altri 0,5 m, lo spostamento risultante è $1 \text{ m} + 0,5 \text{ m} = 1,5 \text{ m}$ se il cursore percorre i 0,5 m *nello stesso senso* della graduazione ma diventa $1 \text{ m} - 0,5 \text{ m} = 0,5 \text{ m}$ se percorre 0,5 m *in senso contrario*. Lo spostamento è una grandezza vettoriale e così la forza, la velocità, l'accelerazione, ecc.

1.3. Cifre significative. Il risultato di una qualsiasi misurazione è inevitabilmente approssimato e le cifre accettabili del numero che la esprime sono dette *cifre significative*. Per convenzione, la penultima cifra del risultato si considera certa e l'ultima dubbia.

Sono *significative*:

* *Le cifre di un numero diverse da zero.* Esempi: i numeri 345; 34,5; 3,45 contengono tre cifre significative. I numeri 44 369; 4 436,9; 443,69; 44,369; 4,436 9 ne contengono cinque.

* *Gli zeri tra due cifre diverse da zero.* Esempi: i numeri 4,054; 4,005 4; 4,000 54 contengono rispettivamente quattro, cinque, sei cifre significative. I numeri 0,087; 0,008 7; 0,000 87, ove gli zeri dopo la virgola non si trovano tra due cifre diverse da zero, contengono soltanto due cifre significative; con la notazione esponenziale, si scrivono rispettivamente $8,7 \cdot 10^{-2}$; $8,7 \cdot 10^{-3}$; $8,7 \cdot 10^{-4}$.

Esempio. La massa di un oggetto, misurata con una bilancia sensibile al centigrammo, risulta 7,34 g (3 c.s.). Ciò significa soltanto che la massa vera

dell'oggetto è più vicina a 7,34 g che a 7,33 g o a 7,35 g, essendo dubbia la seconda cifra decimale. Se ora la massa dello stesso oggetto viene misurata con una bilancia sensibile al decimilligrammo trovando 7,347 8 g (5 c.s.), la misurazione risulta ovviamente più accurata, essendo la massa vera superiore a 7,347 7 g e inferiore a 7,347 9 g.

1.4. Arrotondamento. I valori sperimentali devono essere manipolati evitando inutili operazioni aritmetiche coinvolgenti cifre prive di significato.

Quando i calcoli si eseguivano a mano, la pigrizia evitava di commettere l'errore di usare cifre non significative; disponendo di calcolatrice, alcuni studenti sono tentati di usare nei calcoli troppi o tutti i decimali forniti dallo strumento.

I valori numerici devono essere arrotondati in eccesso o in difetto fino a contenere un determinato numero di cifre significative.

* Quando la cifra da eliminare è inferiore a 5 si arrotonda in difetto; quando è superiore a 5 si arrotonda in eccesso. Così ad esempio, il numero 63,484, arrotondato a due decimali diventa 63,48; arrotondato ad un decimale diventa 63,5. Il numero 63,486, arrotondato a due decimali, diventa 63,49 e arrotondato ad un decimale diventa 63,5.

* Quando la cifra che si vuole eliminare è 5, se la cifra che la precede è pari, per convenzione essa rimane inalterata; se è dispari si arrotonda in eccesso. Così ad esempio, il numero 68,945, arrotondato a due decimali, diventa 68,94 mentre il numero 68,935, arrotondato a due decimali, diventa 68,94.

* Il risultato di un'addizione o di una sottrazione si arrotonda eliminando le cifre che non sono incolonnate con le cifre significative dell'addendo che ne contiene meno.

* Il risultato di una moltiplicazione e di una divisione si arrotonda fino a che contenga un numero di cifre significative non superiore a quelle del fattore che ne contiene meno.

es. 1.4.(1). a) Arrotondare ad una cifra decimale: a) 42,35 e 42,45. b) Arrotondare, per stadi successivi, fino a due decimali, la costante $\pi = 3,141 592 7$. c) Arrotondare il valore della velocità della luce ($c = 2,997 924 58 \cdot 10^8$ m/s), per stadi successivi, fino ad una cifra significativa.

es. 1.4.(2). Eseguire e arrotondare il risultato: a) $454,06 - 362,5$. b) $343 - 0,2$.

1.5. Notazione esponenziale. I calcoli che coinvolgono numeri molto grandi o molto piccoli sono resi più facili esprimendo i numeri come prodotti di un coefficiente m per una potenza, positiva o negativa, di 10 ($m \cdot 10^n$ o $m \cdot 10^{-n}$). Per convenzione, il numero m deve essere costituito da una sola cifra intera, con uno o più decimali.

Esempi.

$$10^0 = 1$$

$$10^1 = 10 \quad 10^{-1} = 1/10 = 0,1$$

$$10^2 = 100 \quad 10^{-2} = 1/100 = 0,01$$

$$10^3 = 1\ 000 \quad 10^{-3} = 1/1\ 000 = 0,001$$

... ..

Denominazione delle potenze di 10 a partire da 10^6 :

$$10^{6n} = n\text{-ilione.}$$

Esempi: 10^6 , milione; 10^{12} , bilione; 10^{18} , trilione; 10^{24} , quadrilione; 10^{30} , quintilione, ecc. N.B. Il *billion* angloamericano, usato anche da noi quando si parla di *parti per bilione* (ppb) non è 10^{12} ma equivale al *miliardo* (10^9).

* Per scrivere un numero in forma esponenziale, se il numero è grande si sposta la virgola a sinistra, e se piccolo a destra, fino a trovare un numero m inferiore a 10; il numero degli spostamenti è l'esponente n (o $-n$) di 10. Così ad esempio, $79\ 600 = 7,96 \cdot 10^4$; $1\ 340\ 000\ 000 = 1,34 \cdot 10^9$; $0,000\ 31 = 3,1 \cdot 10^{-4}$; $0,000\ 000\ 026 = 2,6 \cdot 10^{-8}$.

* Per tradurre un numero esponenziale in forma decimale si eseguono le operazioni inverse. Così ad esempio, $2,1 \cdot 10^3 = 2\ 100$; $5,05 \cdot 10^{-4} = 0,000\ 505$.

* *Potenze.* $a^{-n} = 1/a^n$ $a^1 = a$ $a^0 = 1$ $a^m \cdot a^n = a^{m+n}$

$a^m : a^n = a^{m-n}$ $(a^m)^n = a^{m \cdot n}$ $a^n : a = a^{1/n}$

≪ 1.5.(1). Esprimere in forma esponenziale: 1 260; 101 325; 0,000 209; 0,000 001 118. b) Esprimere in forma decimale: $2,99\ 792\ 458 \cdot 10^8$; $8,85 \cdot 10^{-12}$.

≪ 1.5.(2). Risolvere: a) $9,55 \cdot 10^4 + 8,00 \cdot 10^2$. b) $9,4 \cdot 10^{-4} \times 1,7 \cdot 10^{-3}$. c) $(4,1 \cdot 10^3)^2$. d) $? 8,1 \cdot 10^5$. e) $? 2,7 \cdot 10^{-14}$.

1.6. Ordine di grandezza. L'uso della notazione esponenziale permette di confrontare "a colpo d'occhio" due o più valori

stabilendo l'ordine di grandezza dei numeri che li esprimono, la potenza di 10 più vicina. Quando il coefficiente m della espressione $m \cdot 10^n$ è maggiore di 5 si arrotonda per eccesso.

Esempio. Sfogliando un Manuale, si incontrano i seguenti valori della massa: Sole, $1,989 \cdot 10^{30}$ kg (o.d.g. = 10^{30} kg); Terra, $5,976 \cdot 10^{24}$ kg (o.d.g. 10^{25} kg); Luna, $7,353 \cdot 10^{22}$ kg (o.d.g. 10^{23} kg). Si può quindi affermare che la massa del Sole è circa centomila volte più grande di quella della Terra ($10^{30} : 10^{25} = 10^5$) e che la Terra ha una massa circa cento volte più grande di quella della Luna.

☞ 1.6.(1). In un testo americano si trova il numero 12.346. Si legge dodicimilatrecentoquarantasei o dodici virgola trecentoquarantasei?

1.7. Logaritmo. Data l'equazione $x = a^y$, y è il logaritmo di x in base a . Nei *logaritmi decimali* (log, o lg), $a = 10$, per cui $\lg 10^n = n$ e $\lg 10^{-n} = -n$. Nei *logaritmi naturali* (ln), $a = 2,718\ 281\ 828\ 459\dots$.

Esempi.

$$\begin{array}{lll} 10^3 = 1000 & \lg 1000 = \lg 10^3 = 3 & \lg 0,1 = \lg 10^{-1} = -1 \\ 10^2 = 100 & \lg 100 = \lg 10^2 = 2 & \lg 0,01 = \lg 10^{-2} = -2 \\ 10^1 = 10 & \lg 10 = \lg 10^1 = 1 & \lg 0,001 = \lg 10^{-3} = -3 \\ 10^0 = 1 & \lg 1 = \lg 10^0 = 0 & \end{array}$$

Proprietà dei logaritmi.

$$\begin{array}{ll} \lg (a \times b) = \lg a + \lg b & \lg (a/b) = \lg a - \lg b \\ \lg a^n = n \lg a & \lg a^n = n \lg a \end{array}$$

Quando non si disponeva di calcolatrici, trovare il logaritmo di un numero, ed il numero corrispondente ad un determinato logaritmo, richiedeva il calcolo della parte intera del logaritmo (*caratteristica*), la noiosa ricerca sulle tavole logaritmiche della parte decimale (*mantissa*) ed eventuali calcoli di interpolazione.

Esempi. a) $\lg 2,512 \cdot 10^8 = \lg 2,512 + \lg 10^8 = 0,4 + 8 = 8,4$. b) $\lg 6,61 \cdot 10^{-5} = \lg 6,61 + \lg 10^{-5} = 0,82 - 5 = -4,18$.

1.8. Cologaritmo decimale (colg). E' il logaritmo decimale del reciproco di un numero a : $\text{colg } a = \lg 1/a$. Poiché $\text{colg } a = \lg 1 - \lg a = 0 - \lg a$, ne deriva che $\text{colg } a = -\lg a$.

Esempi. a) $\text{colg } 100 = -\log 10^2 = -(2 \times \lg 10) = -(2 \times 1) = -2$. b) $\text{colg } 0,01 = -\log 10^{-2} = -(-2 \times \log 10) = 2$.

Il cologaritmo decimale di una potenza di 10 è quindi l'esponente cambiato di segno. L'uso dei cologaritmi è particolarmente utile quando nei calcoli sono coinvolti numeri molto piccoli, espressi nella forma $m \cdot 10^{-n}$, come avviene in stechiometria: $\text{colg } m \cdot 10^{-n} = n - \lg m$.

Esempi. a) $\text{colg } 10^5 = 5$. b) $\text{colg } 3,5 \cdot 10^4 = 4 - \lg 3,5 = 4 - 0,544 = 3,456$.

Per trovare il cologaritmo di un numero con la calcolatrice si calcola dapprima il reciproco del numero digitando il tasto $[1/x]$ e poi il tasto $[\text{LOG}]$.

Esempi. a) $\text{colg } 24 [1/x] [\text{LOG}] = -1,38$. b) $\text{colg } 0,038 [1/x] [\text{LOG}] = 1,42$.

1.9. Antilogaritmo di un logaritmo decimale (antlg). Dato un numero n , è il numero di cui n è il logaritmo.

Esempi

$$\begin{array}{ll} \lg x = 1 & x = \text{antlg } 1 = \text{antlg } 10^1 = 10 \\ \lg x = 2 & x = \text{antlg } 2 = \text{antlg } 10^2 = 100 \\ \lg x = -1 & x = \text{antlg } -1 = \text{antlg } 10^{-1} = 0,1 \\ \lg x = -2 & x = \text{antlg } -2 = \text{antlg } 10^{-2} = 0,01 \end{array}$$

Per trovare l'antilogaritmo di un logaritmo con la calcolatrice, si digitano successivamente i tasti $[\text{INV}]$ e $[\text{LOG}]$.

Esempio. $\lg x = 3,68$; $\text{antlg } 3,68 [\text{INV}] [\text{LOG}] = 4786,3$.

1.10. Antilogaritmo di un cologaritmo decimale (antcolg). Dato un numero n è il numero di cui n è il cologaritmo. Per trovare l'antilogaritmo di un cologaritmo con la calcolatrice si digitano successivamente i tasti INV , LOG e $1/x$.

Esempio. antcolg 2,48 $\text{INV}\text{LOG}1/x = 3,3 \cdot 10^{-3}$.

[↪ 1.10.\(1\).](#) Eseguire le seguenti operazioni usando i logaritmi: a) $15,3^4$. b) $0,153^4$. c) 3^3 ? 55,2. d) 3^3 ? 0,552.

1.11. Unità di misura. Sono trattate nei pregevoli contributi del professor Augusto Biasotti ("*Introduzione alla chimica*", "*Materia ed energia*") in questo sito web, a cui si rimanda.

[↪ 1.11.\(1\).](#) Il simbolo di grammo è gr? ? a) Sì. ? b) No.

[↪ 1.11.\(2\).](#) Il litro equivale al decimetro cubo? ? a) Sì. ? b) No.

[↪ 1.11.\(3\).](#) Densità e peso specifico sono sinonimi? ? a) Sì. ? b) No.

1.12. Fattori di conversione. Sono i rapporti tra due unità di misura diverse usate per descrivere la stessa grandezza. Per ogni coppia di unità di misura esistono quindi due fattori di conversione. Così ad esempio, poiché un minuto equivale a sessanta secondi, i fattori di conversione tra le due unità di misura sono: $1 \text{ min}/60 \text{ s}$ e $60 \text{ s}/1 \text{ min}$. Per convertire una unità di misura in un'altra si moltiplica il valore dato per il fattore di conversione in cui compare, al numeratore, l'unità di misura richiesta

$$\text{valore "dato"} \frac{\text{unità "richiesta"}}{\text{unità "data"}}$$

Esempio. Per calcolare la massa in kilogrammi di un oggetto avente la massa di sette libbre, sapendo che 1 kg equivale a 2,2 lb, si potrebbe impostare la proporzione

$$1 \text{ kg} : 2,2 \text{ lb} = x \text{ kg} : 7 \text{ lb}$$

che risolta fornisce:

$$7 \text{ lb ("dato")} \frac{1 \text{ kg (unità "richiesta")}}{2,2 \text{ lb (unità "data")}} = 3,2 \text{ kg}$$

Quando non si conoscono i fattori di conversione tra due unità di misura ma sono noti quelli tra una di esse e una terza, una quarta... unità di misura, si procede disponendo i fattori in modo che le unità intermedie vengano a trovarsi alternativamente al numeratore e al denominatore dei successivi rapporti, diventando così facilmente eliminabili.

Esempio. Per calcolare quanti secondi vi sono in un secolo (y, anno; d, giorno; h, ora), basta fare:

$$100 \text{ y} \frac{365 \text{ d}}{1 \text{ y}} \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ d}} \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 3,15 \cdot 10^9 \text{ s}$$

[§ 1.12.\(1\)](#). a) Calcolare la velocità, in metri al secondo, di un veicolo che viaggia a 100 km/h. b) Calcolare la velocità, in chilometri all'ora, di un sommergibile che naviga alla velocità di trenta nodi. Non si conoscono i fattori di conversione tra kilometro all'ora e nodo. Si sa però che un miglio marino (n mi) equivale a 1,852 km e il nodo equivale alle miglia marine all'ora.

[§ 1.12.\(2\)](#). In un testo si trova che la lunghezza d'onda di una radiazione arancione è 6 000 Å, unità fuori SI. Esprimerla in nanometri sapendo che 1 Å = 10⁻⁸ cm e 1 nm = 10⁻⁹ m.

1.12.(3) Nella esplosione di una bomba H, per ogni 4 g di elio prodotto nella fusione nucleare si sviluppa l'energia di 10^{25} MeV. Calcolare l'energia in kilocalorie sapendo che $1 \text{ MeV} = 10^6 \text{ eV}$; $1 \text{ J} = 6,24 \cdot 10^{18} \text{ eV}$; $1 \text{ kcal} = 4,19 \cdot 10^3 \text{ J}$.

1.12.(4) Il numero d'onda di una radiazione è l'inverso della lunghezza d'onda e per le radiazioni IR si esprime in centimetri reciproci. Calcolare il numero d'onda in cm^{-1} di una radiazione di 2 ? m .

1.13. Errore di una misurazione. "E' la differenza, in valore e segno, tra una misurazione singola e il valore vero". Qualsiasi misurazione è affetta da errori che dipendono dall'operatore, dal metodo e dallo strumento impiegato.

Gli *errori sistematici* sono "provocati di volta in volta sempre dalla stessa causa e di valore e segno costanti." Gli *errori accidentali* sono "provocati da cause accidentali, il cui singolo contributo non può essere stabilito a priori e agisce di volta in volta con diversa entità e segno". Ha scritto Luigi Galvani: "E' facile, sperimentando, essere tratti in inganno e credere di aver visto e trovato ciò che desideriamo di vedere e di trovare". (E questa di Oscar Wilde è migliore: "Esperienza è il nome che ciascuno dà ai propri errori").

1.14. Precisione. E' la "capacità del metodo, e dello strumento, in una serie di misurazioni eseguite sul medesimo campione, di fornire valori *più vicini possibile tra loro*". Come ha scritto Ennio Flaiano, "la precisione è la bravura nel compiere sempre gli stessi errori".

La precisione viene detta *ripetibilità* quando è riferita ad una serie di misurazioni eseguite da un operatore con lo stesso strumento e lo stesso metodo; viene detta *riproducibilità* quando è riferita ad una serie di misurazioni eseguite da operatori diversi con lo stesso metodo e strumenti uguali o diversi.

1.15. Accuratezza o esattezza. E' "la capacità del metodo, o dello strumento, in una serie di misurazioni eseguite sul medesimo campione, di fornire valori *più vicini possibile al valore vero*." Una misurazione può essere *precisa e accurata*, *precisa ma non accurata*, *accurata ma non precisa*.

Esempio. Un operatore ha eseguito tre serie di misurazioni, determinando la massa, su una bilancia sensibile al centigrammo, del volume di 10 ml di acqua prelevato quattro volte da una buretta (un tubo di vetro graduato munito di rubinetto) ottenendo i seguenti risultati:

Prima serie: (1) 10,04 g; (2) 9,96 g; (3) 10,06 g; (4) 9,99 g. *Media:* 10,01 g. I valori sono vicini tra loro e la media è vicina al valore vero (10,00 g a 4 °C). La misurazione è *precisa e accurata*.

Seconda serie: (1) 10,31 g; (2) 10,36 g; (3) 10,33 g ; (4) 10,39 g. *Media:* 10,35 g. I valori sono vicini tra loro ma la media è lontana dal valore vero. La misurazione è *precisa ma non accurata*.

Terza serie: (1) 10,28 g; (2) 9,10 g; (3) 10,39 g; (4) 10,31 g. *Media:* 10,02 g. I valori sono lontani tra loro ma la media è vicina al valore vero. La misurazione è *accurata ma non precisa*.

1.16. Presentazione dei risultati. La media aritmetica (\bar{x}) (si legge \bar{x} soprassetto) è "la somma di tutte le misurazioni valide x_1, x_2, x_3, \dots , divisa per il numero n delle misurazioni stesse." Lo *scarto* (o *deviazione*) "è la differenza, in valore e segno, tra una determinazione singola x_i e la media aritmetica delle misurazioni".

Lo *scarto tipo di stabilità* (o *deviazione standard*) (s) "è la radice quadrata del quoziente ottenuto dividendo la somma dei quadrati degli scarti individuali (in valore assoluto) per il numero delle misurazioni meno 1."

$$s = \sqrt{\frac{\sum (x - x_i)^2}{n - 1}}$$

L'*errore tipo della media* (o *deviazione standard della media*) (s_m) "è il rapporto tra lo scarto tipo di stabilità s e la radice quadrata del numero n delle misurazioni."

$$s_m = \frac{s}{\sqrt{n}}$$

Esempio. Una serie di cinque misurazioni del volume di un liquido ha dato i seguenti risultati: 20,15 ml; 20,12 ml; 24,24 ml; 20,18 ml, 20,16 ml. Calcolare la media aritmetica, le deviazioni, la deviazione standard, la deviazione standard della media. Come si esprimerà il risultato?

$$n = 5 \quad x = \frac{20,15 + 20,12 + 20,24 + 20,18 + 20,16}{5} = 20,17 \text{ ml}$$

$(x - x_i)$	$(x - x_i)^2$	
20,17 - 20,15 = - 0,02	0,0004	
20,17 - 20,12 = - 0,05	0,0025	
20,17 - 20,24 = + 0,07	0,0049	
20,17 - 20,18 = + 0,01	0,0001	
20,17 - 20,16 = - 0,01	0,0001	Totale: 0,008

$$s = \frac{0,008}{5 - 1} = 0,045 \quad s_m = \frac{0,045}{\sqrt{5}} = 0,02$$

Risultato: 20,17 ± 0,02 ml.

es. 1.16.(1). Nella messa a punto di un nuovo metodo per la determinazione del grasso nel cacao sono state eseguite 24 misurazioni ottenendo le seguenti percentuali. 56,3 56,2 56,3 55,8 56,0 56,7 56,7 56,7 56,8 56,8 56,5 56,3 56,7 56,4 56,6 56,7 56,7 56,1 56,3 56,3 56,2 56,3 56,3 56,0. Calcolare la media aritmetica, gli scarti individuali, lo scarto tipo di stabilità e l'errore tipo della media.

2. CONCENTRAZIONE DELLE MISCELE

Iniziamo con una domanda. Su un flacone di alcole denaturato è incisa la scritta: "Contiene il 90 % di etanolo". Ciò significa che: a) 100 *grammi* di prodotto contengono 90 *grammi* di etanolo? b) 100 *millilitri* di prodotto contengono 90 *grammi* di etanolo? c) 100 *millilitri* di prodotto contengono 90 *millilitri* di etanolo? d) 100 *grammi* di prodotto contengono 90 *millilitri* di etanolo? Come si vede, la scritta è incompleta e si presta ad errate interpretazioni. Scrivendo "90 %" il venditore dichiara che il suo prodotto contiene, in 100 parti in volume, 90 parti in volume di etanolo, sistema usato tradizionalmente per indicare la concentrazione delle soluzioni idroalcoliche. La concentrazione di una generica miscela, e particolarmente di una soluzione, si esprime in molti modi.

Concentrazione in massa. Parti in massa di un componente presenti in 100 parti in massa di miscela; non dipende dalla temperatura e si esprime di solito in *per cento in massa* (% m/m), grammi di un componente in 100 g di miscela, kilogrammi in 100 kg, ecc.

Questa unità di misura ed è adottata per le miscele solide e anche per le soluzioni quando, per la loro preparazione, è necessario pesare il solvente anziché misurarne il volume.

Esempio. Sull' etichetta di un antiacido gastrico appare la scritta: "100 g di sospensione contengono 3,65 di magnesio idrossido"; la concentrazione è qui espressa chiaramente in % m/m.

§ 2.1.(1). Una soluzione contiene il 30 % m/m di soluto. Ciò significa che: • (a) 30 g di soluto sono stati mescolati con 100 g di solvente. • (b) 30 g di soluto sono stati mescolati con 70 g di solvente.

§ 2.1.(2). L'*umidità* è la percentuale in massa di acqua di imbibizione presente in una sostanza o in un materiale. Il *residuo secco* è la percentuale in massa di sostanza solida che rimane dopo l'eliminazione dell'acqua di imbibizione. In un recipiente avente la massa di 30,5 g si introduce un materiale umido: la massa sale a 40,6 g. Dopo allontanamento dell'acqua (nelle condizioni stabilite dal metodo di analisi, variabile da un materiale

all'altro) si ripesa il tutto trovando 38,3 g. Calcolare l'umidità e il residuo secco.

Unità di misura della concentrazione in massa delle soluzioni, usate raramente, sono:

* *per cento di solvente* (% s), grammi di soluto disciolti in 100 g di solvente.

* *molalità* (*m*), moli di soluto disciolte in 1 kg di solvente (? 3.6.).

2.1.(3). Una soluzione contiene il 22,2 % m/m di soluto. Calcolare la concentrazione in per cento di solvente.

2.2. Concentrazione in volume. Parti in massa, o in volume, di un componente presenti in 100 parti in volume di soluzione, ad una determinata temperatura. Si adotta per le soluzioni e le miscele gassose e si esprime in vari modi.

Si ricorda che l'unità di misura SI del volume è il *metro cubo* (m^3), con i suoi sottomultipli *decimetro cubo* ($1 dm^3 = 10^{-3} m^3$), *centimetro cubo* ($1 cm^3 = 10^{-6} m^3$) e *millimetro cubo* ($1 mm^3 = 10^{-9} m^3$). E' tuttavia ancora usata l'unità fuori SI *litro* (l), con i suoi sottomultipli *decilitro* ($1 dl = 10^{-1} l$), *centilitro* ($1 cl = 10^{-2} l$), *millilitro* ($1 ml = 10^{-3} l$), *microlitro* ($1 \mu l = 10^{-6} l$).

$1 l = 1 dm^3$; $1 ml = 1 cm^3$; $1 \mu l = 1 mm^3$.

* *Per cento in volume m/V* (% m/V), parti in *massa* di un componente presenti in 100 parti in *volume* di soluzione. Si esprime di solito in grammi di soluto presenti in 100 ml di soluzione, ovvero kilogrammi in 100 l. Nelle analisi cliniche il per cento in volume m/V/ viene indicato come *grammi al decilitro* (g/dl).

* *Per cento in volume V/V* (% V/V), parti in *volume* di un componente presenti in 100 parti in *volume* di una miscela tra due o più liquidi, o in una miscela gassosa. Si esprime in millilitri di un componente presente in 100 ml di miscela, litri in 100 l, ecc.

* *Grammi al litro* (g/l), grammi di soluto presenti in 1000 ml, cioè il 1 l, di soluzione.

* *Parti per milione* (ppm o mg/l), milligrammi di soluto presenti in 1 l di soluzione (o di gas).

* *Parti per bilione* (ppb o $\mu\text{g/l}$), microgrammi di soluto presenti in 1 l di soluzione (o di gas).

* *Moli al litro* (mol/l), moli di soluto in 1 l di soluzione (? 3.6.).

Esempi. Sull'etichetta di un collirio appare la scritta: "100 ml di soluzione contengono 0,08 g di nafazolina": la concentrazione è qui espressa chiaramente in % m/V. Il referto di un' esame emocromocitometrico riporta il seguente valore: "emoglobina, 14,8 g/dl". Il campione analizzato contiene il 14,8 % m/V di emoglobina essendo 1 dl = 100 ml. Nelle analisi cliniche si usano anche sottomultipli del grammo al decilitro: *milligrammi al decilitro* (mg/dl), *microgrammi al decilitro* ($\mu\text{g/dl}$) e *nanogrammi al decilitro* (ng/dl).

2.2.(1). Per preparare 100 g di una soluzione acquosa al 20 % m/m di zucchero: • (a) Si mescolano 20 g di zucchero con 100 g di acqua. • (b) Si mescolano 20 g di zucchero con 80 g di acqua.

2.2.(2). Per preparare 100 ml di soluzione acquosa al 20 % m/V di zucchero: • (a) Si mescolano 20 g di zucchero con 100 ml di acqua. • (b) Si mescolano 20 g di zucchero con 80 ml di acqua. • (c) Si sciolgono 20 g di zucchero in poca acqua e si diluisce la soluzione con acqua fino a raggiungere il volume di 100 ml, operando in un recipiente tarato.

2.2.(3). 15 g di un sale si introducono in un matraccio tarato da 250 ml, si sciolgono in poca acqua e si aggiunge ancora tanta acqua fino al segno di riferimento sul collo. Calcolare la concentrazione in percento in volume e in grammi al litro.

2.2.(4). 0,6 g di sodio cloruro si sciolgono in 5 l di acqua. Calcolare la concentrazione in g/l, ppm, ppb, % m/V.

2.3. Conversione da concentrazione in massa a concentrazione in volume, e viceversa.

Si ricorda che la *massa volumica* (m_v) o *densità* (d) è il rapporto tra la massa m e il volume V di un solido, di un liquido o di un gas; $d = m/V$. L'unità SI è il *kilogrammo al metro cubo* (kg/m^3), impiegata per il legname. Più usati sono il *kilogrammo al decimetro cubo* (kg/dm^3), il *kilogrammo al litro* (kg/l) ed il *grammo al millilitro* (g/ml): $1 \text{ kg/dm}^3 = 1 \text{ kg/l} = 1 \text{ g/ml}$.

2.3.(1). Si devono trasportare 50 kg di ammoniaca ($d = 0,88 \text{ g/ml}$) e 50 kg di acido solforico conc. ($d = 1,84 \text{ kg/dm}^3$). Sono adatti due contenitori da 50 l?

2.3.(2). In un testo americano si trova che la massa volumica dell'isopropanolo è 6,51 libbre al gallone. Esprimerla in kilogrammi al decimetro cubo sapendo che $1 \text{ lb} = 0,45 \text{ kg}$ e $1 \text{ gal} = 3,79 \text{ l}$.

Per calcolare la concentrazione in % m/m conoscendo la concentrazione in % m/V (o in g/l, o in ppm, o in ppb), e viceversa, si deve conoscere la densità d della miscela. Dalla $d = m/V$ si deduce che la massa della miscela è $m = d V$ e che il volume della miscela è $V = m/d$.

Esempio. Una soluzione al 32,5 % m/V di soluto ha densità $d = 1,3 \text{ g/ml}$. Calcolare la percentuale in massa m/m.

$$100 \text{ g soluzione} \frac{32,5 \text{ g soluto}}{(1,3 \cdot 100 \text{ ml}) \text{ g soluzione}} = \frac{32,5 \text{ g}}{1,3 \text{ g}} = 25 \text{ \% m/m}$$

2.3.(3). Calcolare il percento in volume m/V e i grammi al litro di una soluzione acquosa al 60 % m/m di soluto, avente $d = 1,6 \text{ g/ml}$.

2.3.(4). 300 ml di etanolo si mescolano con 24 ml di acqua. Calcolare la concentrazione in % V/V di etanolo.

2.3.(5). Calcolare la concentrazione dell'etanolo, in % m/V e in % m/m, della soluzione idroalcolica dell'esercizio precedente 2.3.(4). La densità dell'etanolo è $d = 0,79 \text{ g/ml}$; la densità della soluzione è $d = 0,82 \text{ g/ml}$.

Fattori di conversione tra alcune unità di misura della concentrazione delle soluzioni

	cercata in				
data in	% m/m	% m/V	g/l	ppm	mol/l
% m/m	1	d	10 d	10 ⁴ d	10 d / M
% m/V	1/d	1	10	10 ⁴	10 / M
g/l	10 ⁻¹ / d	10 ⁻¹	1	10 ³	1/M
ppm	10 ⁻⁴ / d	10 ⁻⁴	10 ⁻³	1	10 ⁻³ / M
mol/l	10 ⁻¹ M / d	10 ⁻¹ M	M	10 ³ M	1

	cercata in		
data in	% m	% s	mol/kg
% m	1	$\frac{100 \cdot \% m}{100 - \% m}$	
% s	$\frac{100 \cdot \% s}{100 + \% s}$	1	$\frac{10}{M}$
mol/kg		$\frac{M}{10}$	1

d = massa volumica del soluto (g/ml) M = massa formale del soluto

2.4. Calcolo del volume di soluzione concentrata necessario per ottenere un determinato volume di soluzione diluita. Alcuni prodotti chimici di largo consumo si trovano in commercio in soluzione acquosa concentrata. Esempi: *Acido cloridrico conc.*, $d = 1,175-1,190$; 35-38 % m/m. *Acido nitrico conc.*, $d = 1,384-1,416$; 63-70 % m/m. *Acido solforico conc.*, $d = 1,834-1,837$; 95-97 % m/m. *Ammoniaca conc.*, $d = 0,883-0,899$; ? 32 % m/m.

Quando un volume V_1 di una soluzione concentrata avente concentrazione c_1 viene diluito ad un volume V_2 , la concentrazione diminuisce a c_2 ; i volumi sono inversamente proporzionali alle concentrazioni

$$V_1 : V_2 = c_2 : c_1$$

Le concentrazioni devono essere espresse "in volume".

es. 2.4.(1). a) Calcolare quanti millilitri di una soluzione acquosa al 30 % m/V di una sostanza si devono diluire con il solvente per preparare 250 ml di soluzione al 15 % m/V. b) Calcolare quanti millilitri di una soluzione acquosa contenente 397 g/l occorre diluire con acqua per preparare 500 ml di soluzione contenente 103 g/l.

2.5. Calcolo del volume di acqua da aggiungersi ad un certo volume di soluzione acquosa concentrata per abbassare la concentrazione. Indicando con x il volume di acqua richiesto, la proporzione precedente, poichè $V_2 = V_1 + x$ diventa

$$V_1 : (V_1 + x) = c_2 : c_1$$

es. 2.5.(1). Calcolare quanti litri di acqua si devono aggiungere a 50 l di una soluzione al 30 % m/V per abbassare la concentrazione al 2 % m/V.

2.6. Miscela di due soluzioni. Quando si mescola un volume V_1 di soluzione avente concentrazione c_1 con un volume V_2 di una seconda soluzione avente concentrazione c_2 , si ottiene un volume $V_3 = V_1 + V_2$ avente concentrazione c_3 intermedia tra c_1 e c_2 .

Esprimendo le concentrazioni in grammi, o in moli, presenti in un volume unitario, si ha:

$$V_1 c_1 + V_2 c_2 = (V_1 + V_2) c_3$$

☞ 2.6.(1). Calcolare quanti millilitri di soluzione al 40 % m/V e quanti millilitri di soluzione al 2 % m/V occorre mescolare per ottenere 800 ml al 15 % m/V.

2.7. Rapporto volumetrico. Quando una soluzione si prepara per diluizione di una soluzione concentrata con il solvente, la sua concentrazione si esprime anche come rapporto *volume soluzione concentrata : volume solvente*. Così ad esempio, l'acido cloridrico diluito 1:5 della Farmacopea Ufficiale si ottiene mescolando 1 vol. di acido cloridrico conc. (438 g/l) con 5 vol. di acqua (*e non* 1 vol. di acido cloridrico conc. con 4 vol. di acqua).

☞ 2.7.(1) a) Calcolare la concentrazione in grammi al litro dell'acido cloridrico 1:5 della FU. b) Calcolare la concentrazione in grammi al litro dell'acido cloridrico FU se il rapporto 1:5 fosse inteso come rapporto soluzione concentrata/soluzione diluita.

3. MOLE

3.1. Massa nuclidica. E' la massa di un determinato nuclide e si esprime con una qualsiasi unità di misura della massa.

Esempio. la massa del nuclide più piccolo, quello dell'idrogeno 1, è $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg. b) La massa del nuclide più grande tra quelli esistenti in natura, l'uranio 238, è $3,95 \cdot 10^{-25}$ kg.

Una unità di misura fuori SI della massa nuclidica, e delle particelle subatomiche (protone, neutrone, ecc.) è il *dalton* o *amu* (*atomic mass unity*), o *uma*, dodicesima parte della massa dell'atomo di carbonio 12, esattamente 12 amu. $1 \text{ amu} = 1,660 595 5 \cdot 10^{-27}$ kg.

3.2. Massa atomica relativa (m.a.r). Detta anche *peso atomico*, è il rapporto tra la massa di un atomo di un elemento *naturale*

(miscela di isotopi) e la massa della dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12. Il suo valore "risulta facendo la media tra i valori massimo e minimo, trovati sperimentalmente e di dimostrata alta precisione, su tutti i materiali normali noti" (definizione della *IUPAC*, International union of pure and applied chemistry).

Esempi. La massa atomica relativa del fosforo (elemento mononuclidico costituito esclusivamente dal nuclide ^{31}P) è 30,973 76 amu. Ciò significa che la massa di un atomo di fosforo 31 è 30,973 76 volte maggiore della massa della dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12. Un altro esempio: la massa atomica relativa del silicio (elemento polinuclidico costituito in maggioranza (92,21 %) dall'isotopo ^{28}Si (27,976 93 amu) ma contenente il 4,70 % dell'isotopo ^{29}Si (28,976 49 amu) e il 3,09 % dell'isotopo ^{30}Si (29,97376 amu) è 28,086 amu. Ciò significa che la massa di un atomo di silicio *naturale* (media tra quelle dei tre isotopi) è 28,086 volte maggiore della massa della dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12.

☞ 3.2.(1). La massa atomica relativa del carbonio naturale riportata dai Manuali è 12,011 15 amu: che cosa significa?

☞ 3.2.(2). Calcolare la massa atomica relativa dell'azoto naturale, costituito per il 99,63 % dall'isotopo ^{14}N (14,003 07 amu) e soltanto dallo 0,37 % dell'isotopo ^{15}N (15,000 11 amu).

3.3. Massa formale relativa (M). È il rapporto tra la massa di una formula e la massa della dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12. Il termine *massa formale* comprende anche la massa atomica relativa, essendo comune a qualsiasi sostanza formata da atomi, molecole o ioni e anche agli aggruppamenti atomici.

La massa formale relativa di un composto chimico o di un aggruppamento atomico è la somma delle masse atomiche relative degli elementi. Nel caso degli ioni, la massa degli elettroni acquistati o persi dagli atomi è trascurabile. Negli esempi e negli esercizi seguenti saranno usate le masse atomiche *arrotondate*.

Esempi. L'ossigeno O_2 , l'ozono O_3 , l'acqua H_2O , il metano CH_4 , l'acido solforico H_2SO_4 sono sicuramente formati da molecole, quindi non è errato parlare di *massa molecolare* relativa dell'ossigeno, dell'ozono, dell'acqua, del metano e dell'acido solforico. Il sodio cloruro NaCl , il potassio solfato

K_2SO_4 e la maggior parte dei sali non sono costituiti da molecole ma da ioni; è quindi errato parlare di massa molecolare relativa per queste sostanze. Gli aggruppamenti atomici idrossile OH, carbossile COOH, solfonile SO_3H non sono nè atomi, nè molecole nè ioni. Per il sodio cloruro, il potassio solfato, l'idrossile, il solfonile e tutte le altre sostanze o aggruppamenti di cui si conosce soltanto la formula, il termine massa formale relativa è il più appropriato.

N.B. La massa formale si indica anche scrivendo il valore numerico dopo la formula, come ad esempio $N = 14$; $N_2 = 28$; $H_2SO_4 = 98$; $NO_3^- = 62$.

☞ 3.3.(1). Calcolare le masse formali relative dei seguenti elementi, composti e aggruppamenti atomici: a) ossigeno O_2 ; b) catione sodio Na^+ ; c) acqua H_2O ; d) anione idrossido OH^- ; e) acido solforico H_2SO_4 ; f) glucosio $C_6H_{12}O_6$

3.4. Mole (mol). E' la *quantità in grammi* di una sostanza o di un aggruppamento atomico equivalente alla massa formale relativa. La mole non è una quantità piccolissima come la massa di un atomo, di una molecola, di uno ione, ecc., lontana dall'esperienza quotidiana, ma una quantità di sostanza che si può vedere, toccare, annusare, pesare su una bilancia. Sono da evitare i termini *grammo-atomo*, *grammo-molecola*, *grammo-ione*. Sono usati anche i sottomultipli della mole (*millimole*, mmol; *micromole*, μ mol; *nanomole*, nmol, ecc.) e i multipli della mole, come ad es. la *kilomole* (kmol).

Esempi. 63 g di filo di rame, 58 g di cristalli di sodio cloruro, 18 ml di acqua (= 18 g) sono rispettivamente 1 mol di Cu, 1 mol di NaCl, 1 mol di H_2O .

☞ 3.4.(1). A quanti grammi corrispondono: a) 1 mol di Cl_2 ; b) 1 mmol di SO_4^{2-} ; c) 1 μ mol di H_2O .

☞ 3.4.(2). Calcolare la massa in grammi di: a) 5 mol di diossido di zolfo; b) 4 mol di benzene (C_6H_6); c) 3 mol di ossigeno; d) 5 mol di ipoazotide.

☞ 3.4.(3). Calcolare: a) quante moli sono contenute in 80 g di sodio idrossido NaOH. b) quante moli sono contenute in 0,36 g di acido acetico CH_3COOH .

3.4.(4). Quando lo zucchero veniva in commercio sfuso, un insegnante di chimica chiese ad un droghiere, suo ex-allievo, una mole di saccarosio ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Quanti grammi di zucchero pesò il droghiere?

3.4.(5). Per *frazione molare* (x) si intende il rapporto tra le moli n di un componente e le moli totali $\sum n$ di una miscela di sostanze. Una miscela gassosa contiene 19,8 g di diossido di carbonio ($CO_2 = 44$), 40 g di ossigeno ($O_2 = 32$) e 24 g di metano ($CH_4 = 16$). Calcolare la frazione molare del metano.

3.5. Numero di Avogadro (N_A). E' il numero di particelle (atomi, molecole, ioni, aggruppamenti atomici) contenute in 1 mol di qualsiasi sostanza:

$$N_A = 6,022\ 045\ 10^{23}\ \text{mol}^{-1}.$$

Nei calcoli si arrotonda a $6 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$.

Sono 600 000 000 000 000 000 000 000 (seicentomila trilioni).

3.5.(1). Quante moli e quanti atomi di carbonio sono contenuti in un diamante di tre carati? (1 kt = 0,2 g).

3.5.(2). Calcolare: a) Il numero di atomi presenti in 1 mol di Na. b) Il numero di molecole contenuto in 1 mol di dodecanolo ($C_{12}H_{25}OH$). c) Il numero di ioni potassio contenuti in 1 mol KCl. d) Il numero di aggruppamenti PO_4 presenti in 1 mol di H_3PO_4 .

3.5.(3). a) Calcolare quante moli e quante molecole sono contenute in una goccia d'acqua (50 mg). b) Calcolare la massa in picogrammi dell'atomo di magnesio ($M = 24,3$).

3.6. Molarità. Una soluzione si definisce *molare* (1 M) quando in 1 l di essa è presente 1 mol di soluto, o un suo multiplo (5 M, 2 M, ecc.) o sottomultiplo (0,5 M; 0,2 M; 0,1 M, ecc.). In altre parole la molarità di una soluzione è la sua concentrazione espressa in **moli al litro** (mol/l).

Sottomultipli più usati: *millimoli al litro* ($1 \text{ mmol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$), *micromoli al litro* ($1 \text{ } \mu\text{mol/l} = 10^{-6} \text{ mol/l}$) e *nanomoli al litro* ($1 \text{ nmol/l} = 10^{-9} \text{ mol/l}$).

Esempio. 1 mol di acido solforico pesa 98 g, una soluzione 1 M (molare) di acido solforico contiene 1 mol/l e quindi 98 g/l di H_2SO_4 ; una soluzione 0,5 M (semimolare) contiene 1/2 mol/l e quindi 49 g/l di H_2SO_4 ; una soluzione 2 M (doppiomolare) contiene 2 mol/l e quindi 196 g/l di H_2SO_4 .

3.6.(1). La massa di 1 mol di KOH è 56 g. Si sciolgono in poca acqua 56 g di KOH e si diluisce con acqua fino a raggiungere il volume di 1 l. La soluzione è: • (a) 56 M. • (b) 1 M.

3.6.(2). Una soluzione contiene l'8 % m/V di NaOH ($M = 40$). La soluzione è: • a) Semimolare. • b) Molare. • c) Doppiomolare.

3.6.(3). Una soluzione contenente 0,074 g/l di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ è: • a) 10^{-3} M. • b) 5,5 M.

3.6.(4). La massa di 1 mol di potassio permanganato è 158 g. Calcolare la concentrazione in grammi al litro e in percento in volume m/V della sua soluzione decimolare.

3.6.(5). Calcolare la molarità di una soluzione contenente 4,6 ppm di ione nitrito NO_2^- .

3.6.(6). Calcolare i grammi di sodio carbonato Na_2CO_3 presenti in 250 ml di una soluzione 0,26 M.

3.6.(7). Nell'analisi di un campione di emosiero la concentrazione del colesterolo è risultata 170 milligrammi al decilitro. Esprimere la concentrazione in millimoli al litro. La massa molare del colesterolo è 387 g.

N.B. Quando si misurano le proprietà colligative di una sostanza, la concentrazione viene espressa come *molalità* (m), moli di soluto disciolte in 1 kg di solvente (mol/kg solvente), indipendente dalla temperatura.

Esempio. La massa di 1 mol di sodio cloruro è 58,5 g. Una soluzione acquosa 0,1 m (decimolale) di sodio cloruro si ottiene mescolando 5,85 g di NaCl con 1000 g di acqua.

3.6.(8). Calcolare la molalità di una soluzione acquosa contenente 241 g di acido solforico ($H_2SO_4 = 98$) avente $d = 1,15$ g/ml.

3.7. Solubilità (S). E' la massima quantità possibile di sostanza che può rimanere disciolta in un solvente, ad una determinata temperatura. In altre parole, la *solubilità* di una sostanza è la *concentrazione della sua soluzione satura* in un determinato solvente ad una determinata temperatura.

Esempio. La solubilità in acqua del magnesio solfato, a 20 °C, è $S = 26,2$ % s. Ciò significa che, a questa temperatura, in 100 g di *acqua* si possono disciogliere *al massimo* 26,2 g di magnesio solfato. In altre parole, la concentrazione della soluzione acquosa satura a 20 °C di magnesio solfato è del 26,2 % s.

Per convenzione, si considera *solubile* in acqua una sostanza che, alla temperatura ambiente, ha una solubilità superiore a 0,1 mol/l, *poco solubile* se è inferiore a 0,1 mol/l, *insolubile* se la quantità disciolta è molto più piccola.

3.7.(1). 30 g di potassio dicromato tecnico sono stati purificati per cristallizzazione raffreddando a 10 °C una loro soluzione satura a 100 °C. Calcolare la resa teorica dell'operazione se le solubilità del sale alle due temperature sono rispettivamente del 50,5 % m/m e del 7,5 % m/m. Calcolare la resa effettiva se sono stati ottenuti 23,1 g di cristalli.

4. RAPPORTO STECHIOMETRICO

4.1. Rapporti stechiometrici in una formula. Sono i rapporti esistenti tra le moli degli atomi o degli aggruppamenti atomici nella formula.

Esempi. In NaCl, tra Na e Cl, il rapporto stechiometrico è 1:1; in H₂O, tra H e O è 2:1; in C₄H₁₀ (butano), tra C e H è 1:2,5; in H₂SO₄, tra H e S è 2:1, tra H e SO₄ è 2:1 e tra H e O è 1:2.

4.2. Calcolo della composizione di una sostanza. Per conoscere la quantità in massa di un elemento (o di un aggruppamento atomico) presente in una determinata massa di un composto, basta conoscere il loro rapporto stechiometrico.

Esempio. Calcolare quanti grammi di magnesio (Mg = 24,3) sono contenuti in 10 g di magnesio eptaossodifosfato (Mg₂P₂O₇ = 222,6).

$$10 \text{ g Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7} = 10 \text{ g} \frac{(2 \cdot 24,3) \text{ g}}{222,6 \text{ g}} = 2,2 \text{ g Mg}$$

☞ 4.2.(1). a) Calcolare quanti grammi di platino sono contenuti in 5 g di acido esacloroplatinico H₂PtCl₆. b) Calcolare quanti grammi di sodio sono contenuti in 5 mol di sodio fosfato decaidrato Na₃PO₄·10H₂O.

☞ 4.2.(2). Calcolare la percentuale in massa (grammi in 100 g) di acqua di cristallizzazione nel sodio idrogenofosfato diidrato (NaH₂PO₄·2H₂O).

4.3. Calcolo della formula minima. La *formula minima* di un composto chimico rappresenta soltanto i rapporti esistenti tra gli atomi nel composto; può coincidere con la vera formula o essere un suo sottomultiplo.

Esempio. La formula minima P₂O₅ informa soltanto che il rapporto stechiometrico fosforo-ossigeno è 1:2,5.

L' *analisi elementare* di un composto è la determinazione del percento in massa degli elementi presenti nel composto. Da queste

è possibile risalire alla formula minima; per trovare la vera formula occorre spesso determinare la massa formale.

Esempio. Una sostanza organica, costituita da carbonio, idrogeno e azoto, all'analisi elementare ha dato i seguenti risultati: 65,6 % m/m di C; 15,2 % m/m di H; 19,1 % m/m di N. Trovare la formula minima.

$$\begin{array}{ccc} \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} & \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ g}} & \frac{1 \text{ mol}}{14 \text{ g}} \\ 65,6 \text{ g} \text{ -----} & 15,2 \text{ g} \text{ -----} & 19,1 \text{ -----} \\ & = 5,47 \text{ mol C} & = 15,2 \text{ mol H} & = 1,36 \text{ mol N} \end{array}$$

Il rapporto C : H : N nella sostanza è quindi 5,47 : 15,2 : 1,36. Dividendo i tre valori per il più piccolo e arrotondando il rapporto risulta 4 : 11 : 1 per cui la formula minima è C₄H₁₁N.

☞ 4.3.(1). Il vanadio forma quattro ossidi: VO, V₂O₃, VO₂ e V₂O₅. Uno di questi, sottoposto all'analisi elementare, risulta contenere il 55 % di vanadio e il 45 % di ossigeno. Di quale ossido si tratta?

☞ 4.3.(2). Calcolare la formula minima e la formula vera di una sostanza avente M_r = 90 se l'analisi elementare ha dato i seguenti risultati: 53,3 % di C, 11,1 % di H, 35,6 % di O.

4.4. Rapporti stechiometrici in una reazione chimica. Sono i rapporti esistenti tra le moli delle sostanze o degli aggruppamenti atomici coinvolti in una reazione chimica o in una serie di reazioni chimiche.

Esempi. Nella reazione $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$, il rapporto stechiometrico tra CaO e H₃PO₄ è 3:2; tra CaO e Ca₃(PO₄)₂ è 3:1; tra CaO e H₂O è 1:1; tra H₃PO₄ e Ca₃(PO₄)₂ è 2:1; tra H₃PO₄ e H₂O è 2:3.

☞ 4.4.(1). Nella reazione $2\text{NH}_3 + 2,5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$ indicare i rapporti stechiometrici tra a) ammoniaca e acqua; b) ammoniaca e ossido di azoto; c) ammoniaca e ossigeno; d) ossigeno e ossido di azoto; e) ossigeno e acqua.

☞ 4.4.(2). Nella reazione $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, il rapporto stechiometrico tra l'acido solforico e l'idrossido di potassio è 1:2. Ciò significa che 1 kg di acido solforico richiede, per essere neutralizzato, 2 kg di potassio idrossido? ? a) Sì. ? b) No.

4.5. Bilanciamento delle reazioni chimiche. Dopo aver scritto le formule dei reagenti e quelle dei prodotti, la reazione deve essere “bilanciata”, assegnando alle formule dei coefficienti, in modo tale che il numero totale degli atomi delle sostanze che si trovano a sinistra della freccia sia uguale al numero totale degli atomi delle sostanze che si trovano a destra.

Esempi. a) La reazione di sintesi $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ informa che un atomo di ferro reagisce con un atomo di zolfo ed il prodotto è una formula di ferro solfuro. La reazione è automaticamente bilanciata. b) La reazione di sintesi $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$ informa che una molecola biatomica di idrogeno reagisce con una molecola biatomica di cloro ed il prodotto è il cloruro di idrogeno HCl, un composto costituito da molecole. La reazione non è però bilanciata ma lo diventa assegnando coefficiente 2 alla formula di HCl. La reazione $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ è ora bilanciata; vi sono due atomi di idrogeno a sinistra e a destra della freccia e due atomi di cloro a sinistra e a destra della freccia. La traduzione in parole della reazione è: quando una molecola di idrogeno biatomica reagisce con una molecola di cloro biatomica si ottengono *due* molecole di cloruro di idrogeno. Ma anche: quando una *mole* di H_2 (2 g) reagisce con una *mole* di Cl_2 (71 g) si formano *due moli* di acido cloridrico HCl (2 \cdot 36,5 = 73 g).

☞ 4.5.(1). Bilanciare le seguenti reazioni usando questo piccolo accorgimento: “contare” per ultimi gli atomi delle sostanze che compaiono in più reagenti o prodotti: a) $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$; b) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$; c) $\text{Al} + \text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$; d) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. e) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$. f) $\text{Al} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2$. g) $\text{C}_5\text{H}_{12} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

5. CALCOLI SULLE REAZIONI CHIMICHE.

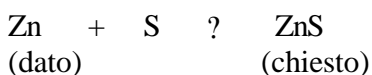
Per calcolare la massa di una sostanza coinvolta in una reazione chimica è sufficiente conoscere il rapporto stechiometrico tra la sostanza “richiesta” e la sostanza “data”, non importa se entrambe reagenti, entrambe prodotti o l’una reagente e l’altra prodotto della reazione.

5.1. Calcolo della massa di una sostanza coinvolta in una reazione chimica.

Si adotta lo stesso sistema usato per la conversione delle unità di misura

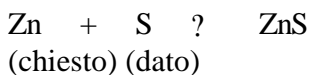
$$\text{massa sostanza "data"} \frac{\text{moli sostanza "richiesta"}}{\text{moli sostanza "data"}}$$

Esempi. a) Quanti grammi di zinco solfuro ($\text{ZnS} = 97,4$) si ottengono facendo reagire con zolfo 50 g di polvere di zinco ($\text{Zn} = 65,4$)?



$$2 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol ZnS} \quad 97,4 \text{ g}}{1 \text{ mol Zn} \quad 65,4 \text{ g}} = 2 \text{ g} \frac{\quad}{\quad} = 74,5 \text{ g ZnS}$$

b) Quanti kilogrammi di zinco reagiscono con 2 kg di zolfo ($\text{S} = 32$) nella reazione precedente?



$$2 \text{ kg S} \frac{1 \text{ mol Zn} \quad 65,4 \text{ kg}}{1 \text{ mol S} \quad 32 \text{ kg}} = 2 \text{ kg} \frac{\quad}{\quad} = 4,1 \text{ kg Zn}$$

5.1.(1). Per eseguire la reazione $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$ si mescolano 28 g di ferro e 16 g di zolfo. Terminata la reazione:

- a) Rimane dello zolfo libero.
- b) Rimane del ferro libero.
- c) Non rimangono nè zolfo nè ferro liberi.

5.1.(2). a) Calcolare quante tonnellate di calce si ottengono per riscaldamento di 3 t di marmo bianco (considerato CaCO_3 puro) secondo la reazione: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. b) Calcolare quanti kilogrammi di alluminio solfato decaidrato si ottengono trattando con acido solforico 2 kg di alluminio secondo la reazione: $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$. c) Calcolare quanti grammi di acido nitrico occorrono per attaccare 10 g di argento secondo la reazione $3\text{Ag} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$.

5.1.(3). L'ammonio solfato $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ è un fertilizzante prodotto industrialmente trattando l'acido solforico con ammoniaca; l'acido solforico si produce per assorbimento in acqua del triossido di zolfo ottenuto a sua volta ossidando il diossido di zolfo prodotto nella combustione dello zolfo. Calcolare quante tonnellate di zolfo ($M = 32$) si devono teoricamente bruciare per produrre una tonnellata di ammonio solfato ($M = 132$). Le reazioni successive sono: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$; $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$; $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

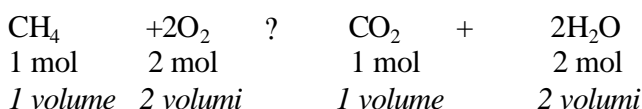
5.1.(4). Quale sale si forma facendo reagire 98 g di acido solforico con 80 g di sodio idrossido?

5.1.(5). 1 g di una lega di rame si attacca con acido nitrico: i metalli passano in soluzione come nitrati mentre lo stagno diventa acido metastannico insolubile. Dopo filtrazione, l'acido metastannico viene riscaldato fino ad ottenere 0,133 g di diossido di stagno ($\text{SnO}_2 = 150,7$). La soluzione si sottopone a elettrolisi: sul catodo si depositano 0,8473 g di rame e sull'anodo 0,0098 g di diossido di piombo ($\text{PbO}_2 = 239,2$). Calcolare le percentuali di stagno ($\text{Sn} = 118,7$), rame e piombo ($\text{Pb} = 207,2$) nella lega.

5.1.(6). La legge della conservazione della materia di Lavoisier (in una reazione chimica la somma delle masse dei prodotti è uguale alla somma delle masse dei reagenti) non è rigorosamente valida; alle variazioni di energia che accompagnano una reazione chimica sono associate variazioni di massa ma tanto piccole da diventare trascurabili. Nella combustione di 1 kg di carbone si sviluppano 8000 kcal. Calcolare la diminuzione della massa del sistema secondo la celebre equazione di Einstein, $E = mc^2$, dove E è l'energia, m la massa e c la velocità della luce ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s).

5.2. Calcolo del volume di un gas coinvolto in una reazione tra gas. Quando tanto i reagenti quanto i prodotti della reazione sono gassosi e si possono considerare, approssimando, gas ideali in condizioni normali (alla temperatura di 298 K ovvero 0 °C e alla pressione di 101,325 kPa ovvero 1 atm), il calcolo è immediato poichè, per la legge di Avogadro, il rapporto stechiometrico *tra le moli* è anche è il rapporto stechiometrico *tra i volumi*.

Esempio. Per calcolare i metri cubi di ossigeno necessari per la combustione di 1 m³ di metano, e i metri cubi di diossido di carbonio e di vapor d'acqua prodotti, considerando i gas in condizioni normali, basta conoscere la reazione chimica



Quindi, in questa reazione, 1 m³ di metano richiede 2 m³ di ossigeno e si sviluppano 1 m³ di diossido di carbonio e 2 m³ di vapor d'acqua.

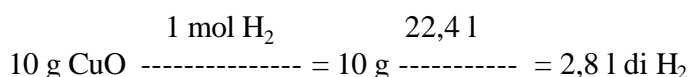
5.2.(1). Calcolare quanti litri di aria (contenente il 20 % V/V di ossigeno) occorrono per la combustione di 10 m³ di butano ($\text{C}_4\text{H}_{10} + 6,5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$).

5.2.(2). Da 25 m³ una miscela gassosa contenente l'80 % di acido solfidrico si vuole ottenere zolfo per combustione parziale ($\text{H}_2\text{S} + 0,5\text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$). Calcolare il volume di aria necessario. L'aria contiene ? 20 % di ossigeno.

5.3. Calcolo del volume di un gas coinvolto in una reazione.

gas. Quando i gas possono essere considerati, approssimando, ideali e in condizioni normali, la massa molare del gas può essere sostituita con il *volume molare*, volume occupato da una mole di qualsiasi gas in condizioni normali, $V_m = 22,4 \text{ l}_n$ circa.

Esempio. Calcolare quanti litri di idrogeno sono necessari per ridurre 10 g di ossido di rame a rame; $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$.



1 mol CuO 79,5 g

[5.3.\(1\)](#). Un tempo, i palloni aerostatici si riempivano con idrogeno prodotto sul posto da trucioli di ferro e acido cloridrico: $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$. Calcolare i kilogrammi di trucioli di ferro necessari per gonfiare un pallone da 400 m^3 .

5.4. Resa di una reazione chimica. Qualsiasi reazione chimica non conduce mai alle quantità teoricamente previste e ciò per molteplici ragioni: reagenti impuri, evaporazione di liquidi, perdite da recipienti a tenuta imperfetta, aderenza di solidi e liquidi alle pareti del recipiente, ecc. La *resa*, o *rendimento*, di una reazione chimica è il rapporto, espresso in percentuale, tra la massa del prodotto realmente ottenuto e la massa del prodotto teoricamente ottenibile.

[5.4.\(1\)](#). Calcolare il rendimento della reazione $\text{CaSO}_3 + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{NaNO}_2$ se, partendo da 50 kg di sodio nitrato, sono stati ottenuti 28,7 kg di sodio nitrito.

[5.4.\(2\)](#). 50 kg di sodio solfato si riscaldano con carbone; calcolare i kilogrammi di sodio solfuro ottenuti se la resa della reazione $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$ è del 40 %.

[5.4.\(3\)](#). 20 g di whiterite, contenente l'80 % di bario carbonato, si sciolgono in acido cloridrico, si filtrano le sostanze insolubili e si concentra la soluzione fino a cristallizzazione del bario cloruro biidrato, ottenendone 6,5 kg. Calcolare il rendimento dell'operazione.

5.5. Calcoli dei volumi di soluzioni molari partecipanti ad una reazione.

Iniziamo con una domanda. Quali concentrazioni devono possedere una soluzione di HCl ed una di NaOH affinché un volume di acido richieda, per la neutralizzazione, un eguale volume di base? Risposta immediata: il rapporto stechiometrico HCl : NaOH è 1:1 per cui la condizione richiesta si verifica quando le due soluzioni hanno la stessa molarità, cioè sono entrambe molari, (o decimolari, o doppiomolari, ecc.).

☞ 5.5.(1). 20 ml di una soluzione decimolare di sodio idrossido richiedono, per essere neutralizzati: • a) 10 ml di acido solforico 0,1 M. • b) 20 ml di acido solforico 0,1 M.

☞ 5.5.(2). Calcolare i millilitri di soluzione M di argento nitrate che reagiscono con 25 ml di soluzione M di potassio fosfato ($K_3PO_4 + 3AgNO_3 \rightarrow Ag_3PO_4 + 3KNO_3$).

☞ 5.5.(3). Calcolare i millilitri di acido cloridrico 0,5 M necessari per neutralizzare: a) 20 ml di potassio idrossido 0,5 M; b) 20 ml di potassio idrossido M; c) 20 ml di potassio idrossido 2 M.

☞ 5.5.(4). Calcolare i millilitri di soluzione di acido cloridrico 2M necessari per neutralizzare a) 50 ml di bario idrossido 2 M; b) 50 ml di bario idrossido M; c) 50 ml di bario idrossido 0,5 M ($Ba(OH)_2 + 2HCl \rightarrow BaCl_2 + 2H_2O$).

5.6. Calcolo della massa o del volume di una soluzione coinvolta in una reazione chimica.

Esempio. Calcolare quanti millilitri di acido solforico ($H_2SO_4 = 98$) al 15 % m/V occorrono per attaccare 50 g di zinco. ($Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$).

$$50 \text{ g Zn} \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ mol Zn}} = 50 \text{ g} \frac{98 \text{ g}}{65 \text{ g}} = 75 \text{ g } H_2SO_4$$

$$75 \text{ g} \frac{100 \text{ ml}}{15 \text{ g}} = 500 \text{ ml di } H_2SO_4 \text{ al } 15 \% \text{ m/V}$$

☞ 5.6.(1). Calcolare quanti grammi di soluzione di NaOH al 30 % m/m occorrono per neutralizzare 300 g di acido solforico.

☞ 5.6.(2). Calcolare quanti grammi di ossido di calcio si possono dissolvere in 400 ml di acido cloridrico al 42,4 % m/V. ($\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$).

☞ 5.6.(3). Calcolare approssimativamente quanti kilogrammi di calce idrata ($\text{Ca(OH)}_2 = 74$) si devono versare sul liquido, sparso sul banco di lavoro, in seguito alla rottura di una bottiglia contenente poco più di 1 l di acido nitrico conc. Si consideri l'acido nitrico come fosse puro al 100 %, con $d = 1,4$ g/ml.

☞ 5.6.(4). 200 ml di acido solforico al 20 % m/m ($d = 1,14$; $M = 98$) si trattano con alluminio. Calcolare il volume di idrogeno in c.n. sviluppato. ($2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2$).

6. CALCOLI SUI GAS

In 5.2. e 5.3. abbiamo incontrato esercizi in cui i gas venivano considerati in condizioni normali. Prendiamo ora in considerazione alcuni casi in cui un gas, sempre considerato ideale, non si trova in condizioni normali.

6.1. Legge di Boyle-Mariotte. Per un gas ideale, se la temperatura viene mantenuta costante, ad un aumento della pressione corrisponde una proporzionale diminuzione del volume: $V_1 : V_2 = p_2 : p_1$, dove V_1 e p_1 , volume e pressione del gas prima della trasformazione; V_2 e p_2 , volume e pressione del gas dopo la trasformazione.

☞ 6.1.(1). a) 24 l di un gas si trovano alla pressione di 18 atm. Calcolare la pressione esercitata dal gas se il volume viene ridotto a 12 l e la temperatura rimane invariata. b) Perché occorre un certo sforzo per ridurre a metà il volume di aria contenuta in una siringa da 5 ml chiusa, uno sforzo ancora maggiore per ridurre il volume di aria a 1 ml ed è facile la rottura della siringa se si tenta di spingere il pistone sino in fondo?

☞ 6.1.(2). L'ossigeno si commercia in bombole da 40 l, alla pressione di 160 atm. Calcolare quanti metri cubi di gas si ottengono scaricando una di queste

bombole alla pressione atmosferica supponendo che la temperatura rimanga costante.

6.2. Prima legge di Volta-Gay-Lussac. Per un gas ideale, se la pressione viene mantenuta costante, ad un aumento della temperatura corrisponde un proporzionale aumento del volume: $V_1 : V_2 = T_1 : T_2$, dove V_1 e T_1 , volume e temperatura assoluta del gas prima della trasformazione; V_2 e T_2 , volume e temperatura assoluta del gas dopo la trasformazione.

6.2.(1). Una certa massa di idrogeno, alla temperatura di 20 °C, occupa il volume di 560 ml. Calcolare il volume occupato dal gas se la temperatura viene innalzata a 90 °C mentre la pressione rimane costante.

6.3. Seconda legge di Volta-Gay-Lussac. Per un gas ideale, se il volume viene mantenuto costante, ad un aumento della temperatura corrisponde un proporzionale aumento della pressione: $p_1 : p_2 = T_1 : T_2$, dove p_1 e T_1 , pressione e temperatura assoluta del gas prima della trasformazione; p_2 e T_2 , pressione e temperatura assoluta dal gas dopo la trasformazione.

6.3.(1). In una bomboletta di azoto la pressione, alla temperatura di 18 °C, è di 10 atm. Calcolare la pressione acquistata dal gas se il recipiente viene riscaldato a 80 °C. Sulla confezione appare l'avvertenza: "Pressione massima 10 atm - Mantenere a temperature inferiori a 50 °C".

6.3.(2). Un'autoclave contiene un gas esercitante, alla temperatura di 20 °C, una pressione di 0,3 MPa ed è dotato di valvola di sicurezza che si apre quando la pressione raggiunge 0,6 MPa. Calcolare la temperatura alla quale si apre la valvola.

6.4. Equazione generale dei gas ideali. In essa compaiono tre parametri del gas: volume, pressione e temperatura

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

6.4.(1). 43 ml di idrogeno sono stati misurati alla temperatura di 19 °C ed alla pressione di 758 torr. Calcolare il volume del gas in condizioni normali (a 0 °C e 760 torr).

6.4.(2). La densità dell'aria secca, in condizioni normali, è 1,29 g/l. Calcolare il volume occupato da 1 g di aria secca alla temperatura di 20 °C e alla pressione di 93,3 kPa.

6.5. Legge di Avogadro. "Volumi uguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di molecole (atomi per i gas nobili)". Ne deriva che uno stesso numero di particelle di gas diversi occupa, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, uno stesso volume. Quindi, 1 mol di qualsiasi gas ideale (contenente lo stesso numero di particelle, $6 \cdot 10^{23}$) occupa uno stesso volume. Tale volume, il *volume molare dei gas ideali*, è $V_m = 22,413\ 83\ l_n$. Si arrotonda di solito a 22,4 l_n .

6.5.(1). a) Calcolare la massa di 5 l_n di ossigeno sapendo che la massa di 1 l_n di ossigeno è 1,429 g. b) Calcolare la massa di 5 l_n di ossigeno *non* conoscendo la sua densità.

6.5.(2). Calcolare quante moli e quante molecole sono contenute in 1 l_n di un qualsiasi gas supposto ideale.

6.5.(3). Le masse m_1 e m_2 rispettivamente di uguali volumi di idrogeno e di ossigeno, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, sono: • a) $m_1 > m_2$. • b) $m_1 = m_2$. • c) $m_1 < m_2$.

6.5.(4). I volumi V_1 e V_2 occupati rispettivamente da 5 mol di idrogeno e 5 mol di ossigeno, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, sono: • a) $V_1 > V_2$. • b) $V_1 = V_2$. • c) $V_1 < V_2$.

6.5.(5). Nella reazione $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$, dopo aver riportato il sistema nelle condizioni iniziali di temperatura e pressione, il volume: • a) Risulta raddoppiato. • b) Non è variato. • c) Risulta dimezzato.

6.5.(6). 1. Il numero di molecole contenute rispettivamente in 3 mol di ossigeno e in 3 mol di ozono è: • a) il medesimo. • b) diverso. 2. Il numero

di molecole contenute in 1 g di cloro e in 1 g di fluoro, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione: • a) è il medesimo. • b) è diverso.

6.6. Equazione di stato dei gas ideali. In essa compaiono cinque parametri del gas: volume V , pressione p , temperatura T , massa m e massa molare M . Per una mole di gas: $p V = R T$. Per un certo numero di moli n di gas:

$$p V = n R T \quad \text{ovvero} \quad p V = \frac{m}{M} R T$$

dove R è la *costante universale dei gas ideali*. Il valore numerico di R dipende dalle unità adottate nella misura del volume e della pressione del gas.

Quando il volume è espresso in decimetri cubi e la pressione in kilopascal, $R = 8,31 \text{ dm}^3 \text{ kPa/ K mol}$; quando il volume è espresso in litri e la pressione in atmosfere, $R = 0,082 \text{ l atm/K mol}$.

6.6.(1). Calcolare la massa di $0,5 \text{ m}^3$ di cloro ($\text{Cl}_2 = 71$) alla temperatura di $20 \text{ }^\circ\text{C}$ ed alla pressione di 100 kPa .

6.6.(2). La massa di 624 ml di un gas, a $17 \text{ }^\circ\text{C}$ e 104 kPa , è $1,56 \text{ g}$. Calcolare la massa molare.

6.7. Calcoli sulle reazioni coinvolgenti gas non in condizioni normali. Per risolverli, si possono seguire due vie: 1) Calcolare il volume del gas in c.n. applicando l'equazione generale dei gas; 2) Calcolare la massa del gas applicando l'equazione di stato dei gas.

6.7.(1). Una certa quantità di una miscela contenente magnesio carbonato ($\text{MgCO}_3 = 84,3$) e sostanze inerti, trattata con acido solforico dil., ha sviluppato 26 ml di diossido di carbonio ($\text{CO}_2 = 44$), misurati a $18 \text{ }^\circ\text{C}$ e a 98 kPa . Calcolare i grammi di magnesio carbonato presenti nella miscela. La reazione è: $\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

6.8. Densità gassosa relativa (d_r). E' il rapporto tra la massa m_1 di un certo volume di gas e la massa m_2 di un egual volume di gas campione, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione. Tale rapporto, per la legge di Avogadro, è uguale a quello esistente tra le masse molari M_1 del gas e M_2 del gas campione

$$d_r = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} \quad \text{da cui} \quad M_1 = d_r M_2$$

⚡ 6.8.(1). La densità relativa di un gas rispetto all'ossigeno è 0,875. Calcolare la massa molare del gas ($O_2 = 32$).

⚡ 6.8.(2). Un sostanza contiene 88 % di C e 11,8 % di H e la sua densità rispetto all'aria è 2,34. Trovare la formula della sostanza. La massa molare media dell'aria è 29 g.

⚡ 6.8.(3). La formula minima dell'idrazina è NH_2 e la sua densità rispetto all'aria è 1,1. La formula vera è: ? a) NH_2 . ? b) N_2H_4 . ? c) N_3H_6 .

6.9. Miscela gassose. La concentrazione di un componente in una miscela di gas si esprime in percento in volume V/V, volumi del componente presenti in 100 volumi di miscela. In una miscela di gas ideali la pressione totale p della miscela è la somma delle pressioni parziali p_A, p_B, p_C, \dots dei gas componenti A, B, C, ... (*Legge di Dalton*). La *pressione parziale* di un componente è la pressione che esso eserciterebbe, ad una determinata temperatura, se occupasse da solo tutto il volume della miscela.

In una miscela di gas ideali, il volume totale V della miscela è la somma dei volumi parziali V_A, V_B, V_C, \dots dei componenti A, B, C, ... (*Legge di Amagat*). Il *volume parziale* di un componente è il volume che esso occuperebbe, ad una determinata temperatura, se da solo fosse sottoposto alla pressione della miscela.

L'equazione di stato dei gas $p V = n R T$ applicata ad una miscela di gas A, B, C, ... diventa

$$p V = (n_A + n_B + n_C + \dots) R T \quad \text{ovvero} \quad p V = ? n R T$$

6.9.(1). Calcolare le pressioni parziali dell'ossigeno e dell'azoto nell'aria alla pressione di 2 atm considerando l'aria, per semplificare, una miscela al 21 % V/V di ossigeno e al 79 % V/V di azoto.

6.9.(2). La pressione parziale dell'ossigeno nell'aria in c.n. è 22 kPa. Calcolare la sua percentuale nell'aria.

6.9.(3). Considerando l'aria, per semplificare, una miscela contenente il 21 % V/V di ossigeno ($O_2 = 32$) e il 79 % V/V di azoto ($N_2 = 28$), calcolare a) la massa in grammi di 1 l di aria in c.n. e b) la "massa molare" dell'aria.

6.10. Pressione osmotica. L'equazione di stato dei gas, applicata alle soluzioni diluite, diventa $? V = n R T$. Ora, poichè il rapporto n/V è la concentrazione molare c della soluzione si ha $? = c R T$, dove $?$ è la *pressione osmotica*, pressione che insorge in una soluzione, separata dal solvente da una membrana semipermeabile, quando avviene l'osmosi, migrazione di solvente verso la soluzione.

6.10.(1). Calcolare la pressione osmotica, in megapascal, di una soluzione semimolare di una sostanza non volatile, alla temperatura di 25 °C.

6.10.(2). Calcolare la pressione osmotica, in atmosfere, di una soluzione molare di una sostanza non volatile alla temperatura di 0 °C.

6.10.(3). Calcolare la concentrazione in grammi al litro di una soluzione di glucosio ($M = 180$) isotonica con il sangue avente $? = 7,65$ atm a 37 °C.

6.10.(4). La pressione osmotica a 25 °C di una soluzione contenente 14 g/l di un polimero è 0,7 kPa. Calcolare la massa formale media del polimero.

7. ACIDI E BASI, pH

7.1. Acidi e basi. Si ricorda che un acido HB è una sostanza in grado di cedere protoni H^+ ad una base b ; i prodotti della reazione acido-base (protolisi: $HB + b \rightleftharpoons Hb + B$) sono un altro acido Hb ed un'altra base B .

☞ 7.1.(1). Nella reazione $CH_3(CH_2)_5COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3(CH_2)_5COO^- + H_3O^+$, l'acqua: • a) E' un acido. • b) E' una base. • c) Non è un acido e non è una base.

☞ 7.1.(2). Un lievito artificiale usato in pasticceria è una miscela di sodio idrogenocarbonato $NaHCO_3$ e calcio diidrogenofosfato $Ca(H_2PO_4)_2$. Alla temperatura del forno i due componenti reagiscono sviluppando CO_2 , a cui si deve la lievitazione della pasta. Avviene la reazione: $HCO_3^- + H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_2O + CO_2$. a) • L'acido è HCO_3^- . • b) L'acido è $H_2PO_4^-$.

☞ 7.1.(3). Una soluzione acquosa 0,1 M di acido iodidrico (forte) ed una soluzione acquosa 0,1 M di acido fluoridrico (debole): ? a) Hanno la stessa acidità. ? b) Hanno diversa acidità.

☞ 7.1.(4). Gli idrossidi alcalini e alcalino-terrosi sono basi? ? a) Sì. ? b) No.

7.2. Prodotto ionico dell'acqua. pH e pOH. Nell'acqua, acido e base debolissima, sono presenti piccolissime quantità di ioni idronio H_3O^+ e di ioni idrossido OH^- , in seguito all'autoprotolisi $H_2O + HOH \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$.

La costante $K_w = [H_3O^+][OH^-]$, che dipende soltanto dalla temperatura, è chiamata *prodotto ionico dell'acqua*. Nei calcoli si preferisce usare il suo cologaritmo, simbolo pK_w

$$pK_w = \text{colg } K_w = -\lg K_w$$

Alla temperatura di 25 °C, $K_w = 10^{-14}$ e quindi $pK_w = 14$.

Nell'acqua, per ogni mole di H_3O^+ vi è una mole di OH^- per cui, a $25\text{ }^\circ\text{C}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/l}$$

Nei calcoli si preferiscono usare i cologaritmi delle concentrazioni molari dello ione idronio e dello ione idrossido, indicati rispettivamente con pH e pOH .

$$\begin{aligned} pH &= \text{colg } [\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+] & pH &= pK_w - pOH \\ pOH &= \text{colg } [\text{OH}^-] = -\lg [\text{OH}^-] & pOH &= pK_w - pH \end{aligned}$$

L'uso dei cologaritmi in stechiometria fu introdotto nel 1909 dal chimico danese Sören Peter Sørensen, che definì *esponente dell'idrogenione* (pH , dove p significa potenza) il cologaritmo della concentrazione dello ione H^+ in una soluzione acquosa.

Si è convenuto di usare il pH per esprimere tanto l'acidità quanto la basicità di una soluzione. Per l'acqua e le soluzioni acquose neutre, alla temperatura di $25\text{ }^\circ\text{C}$, $pH = 7$ e $pOH = 7$. Per le soluzioni acide, poiché $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ mol/l}$, $pH < 7$. Per le soluzioni basiche, poiché $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/l}$ (quindi $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ mol/l}$), $pH > 7$.

Esempi. a) Il pH di una soluzione diminuisce con l'aumentare della temperatura. Per l'acqua: a $40\text{ }^\circ\text{C}$, $pH = 6,77$; a $50\text{ }^\circ\text{C}$, $pH = 6,63$. b) Ad una piccola variazione del pH corrisponde una grande variazione della concentrazione dello ione idronio. Così ad esempio, se il pH di una soluzione sale da 3 a 6, cioè raddoppia, $[\text{H}_3\text{O}^+]$ diminuisce da 10^{-3} a 10^{-6} diventando *mille volte più bassa*. c) Il pH del sangue arterioso, a $37\text{ }^\circ\text{C}$, è compreso tra 7,35 e 7,45; valori superiori a 7,45 o inferiori a 7,35, denotano stati patologici (alcolosi e acidosi). Gli estremi compatibili con la vita sono 7,1 e 7,7.

7.2.(1). Non è inventata: in una riunione veniva discusso un tentativo di abbassare il pH di un'acqua di scarico da 10 almeno intorno a 8. Volle dire la sua uno zelante assessore provinciale che sparò: "Macchè otto! Lo dobbiamo abbattere a zero!". Individuare l'errore.

7.2.(2). Calcolare il pH di due soluzioni basiche contenenti: a) 10^{-3} mol/l di ione idrossido. b) $1,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ di ione idrossido. Quale delle due è più basica?

7.2.(3). a) Calcolare la concentrazione dello ione idronio in una soluzione contenente 10^{-4} mol/l di ione idrossido. b) Calcolare la concentrazione dello ione idrossido in una soluzione contenente 10^{-3} mol/l di ione idronio.

7.2.(4). Calcolare il pH di due soluzioni acide contenenti: a) 10^{-4} mol/l di ione idronio. b) $2 \cdot 10^{-6}$ mol/l di ioni idronio. Quale delle due soluzioni è più acida?

7.2.(5). In un bicchiere pieno d'acqua si aggiunge una goccia di acido solforico conc. • a) Il pH aumenta. • b) Il pH diminuisce.

7.2.(6). La concentrazione dello ione idronio in una soluzione acquosa, se il pH aumenta di una unità: ? a) Aumenta dieci volte. ? b) Aumenta di 1 mol/l. ? c) Diminuisce di 1 mol/l. ? d) Diventa 1/10 della concentrazione iniziale.

7.2.(7). Calcolare la variazione del pH di una soluzione quando la concentrazione dello ione idronio aumenta da 10^{-5} mol/l a 10^{-4} mol/l.

7.2.(8). A 10 l di acqua si aggiungono 0,01 mol di NaOH. Il pH : ?) Aumenta di due punti. ? b) diminuisce di 2 punti. ? c) Aumenta di 4 punti. ? d) Diminuisce di 4 punti.

7.2.(9). Il pOH di una soluzione acquosa è 4. La soluzione: • a) E' acida. • b) E' basica.

7.2.(10). Una soluzione avente pH 6 contiene: • a) 10^{-6} mol/l di OH^- . • b) 10^{-8} mol/l di OH^- .

7.2.(11). I "saponi neutri" del commercio sono veramente neutri? ? a) Sì. ? b) No.

7.2.(12). Il pH di una soluzione acquosa di un acido monoprotico debole si calcola rapidamente applicando la formula $pH = 1/2 (pK_a - \lg c)$. Quale di due soluzioni acquose 0,25 M di acido fluoridrico ($pK_a = 3,18$) o di acido acetico ($pK_a = 4,75$) è la più acida?

8. NORMALITA'

8.1. Equivalente. La grandezze *massa equivalente* (o semplicemente *equivalente*) e *normalità*, tanto utili per il chimico analista, sono state escluse dal Sistema internazionale di unità di misura ma sono tuttora usate.

Iniziamo con due domande: a) Quale concentrazione devono avere una soluzione di *acido cloridrico* ed una di sodio idrossido affinché un volume di acido venga neutralizzato da un egual volume di base? Risposta: poichè il rapporto stechiometrico è 1:1 le soluzioni debbono avere la stessa molarità.

b) Quale concentrazione devono avere una soluzione di *acido solforico* ed una di sodio idrossido affinché un volume di acido venga neutralizzato da un eguale volume di base? Risposta: poichè il rapporto è ora 1:2, la condizione richiesta si verifica usando ad esempio una soluzione 0,5 M di acido e una soluzione 1 M di base, oppure una soluzione 1 M di acido e una soluzione 2 M di base. Ebbene, mezza mole di acido solforico costituisce un equivalente di acido solforico.

8.2. Equivalente di un acido e di una base. E' la massa in grammi di acido che dona (e di base che riceve) 1 mol di H^+ in una determinata protolisi.

Esempi. a) Per gli acidi monoprotici (HF, HCl, HBr, HI, HClO₄, CH₃COOH, HSO₄⁻, ecc.) e le basi monoprotiche (NaOH, KOH, NH₃, C₆H₅NH₂, HCO₃⁻, ecc.) l'equivalente coincide con la mole. b) Per gli acidi biprotici forti (H₂SO₄, H₂C₂O₄, ecc.) e le basi biprotiche forti (Ca(OH)₂, Ba(OH)₂, ecc.) se nella protolisi donano o acquistano due protoni, l'equivalente corrisponde a mezza mole. c) L'acido borico (H₃BO₃ = 61,8), pur contenendo tre atomi di idrogeno, è un acido monoprotico, per cui il suo equivalente è 61,8 g (e non 61,8/3 g). d) Negli idrossidi alcalini la base è OH⁻. L'acido fosforico (H₃PO₄ = 98) quando reagisce con un idrossido alcalino in presenza di metilarancio, cede un solo protone per cui eq = 98 g; quando reagisce con un idrossido alcalino in presenza di fenolftaleina cede due protoni, per cui eq = 98/2 = 49 g. e) Nel sodio carbonato (Na₂CO₃ = 106), la base è CO₃²⁻; quando Na₂CO₃ reagisce con un acido in presenza di metilarancio lo ione carbonato acquista due protoni per cui eq = 106/2 = 53 g; quando reagisce con un acido in presenza di fenolftaleina lo ione carbonato acquista un solo protone per cui eq = 106.

8.3 Equivalente di un ossidante e di un riducente. E' la massa in grammi di ossidante che acquista (e di riducente che cede) 1 mol di elettroni in una determinata reazione di ossidoriduzione

Esempi 1) Nella semireazione $2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$, per lo ione ioduro, $\text{eq} = \text{I}^-/1$ e per lo iodio, $\text{eq} = \text{I}_2/2$. 2) Nella semireazione $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$, per lo ione dicromato, $\text{eq} = \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/6$ e per lo ione cromo $\text{eq} = \text{Cr}^{3+}/3$.

8.4. Una soluzione si definisce *normale* (1 N) quando in 1 l di essa è presente 1 eq di soluto, o un suo multiplo (5 N, 2 N, ecc.) o sottomultiplo (0,5 N; 0,2 N; 0,1 N, ecc.). In altre parole la normalità di una soluzione è la sua concentrazione espressa in **equivalenti al litro** (eq/l).

Sottomultipli più usati: *milliequivalenti al litro* ($1 \text{ meq/l} = 10^{-3} \text{ eq/l}$), *microequivalenti al litro* ($1 \text{ } \mu\text{eq/l} = 10^{-6} \text{ eq/l}$) e *nanoequivalenti al litro* ($1 \text{ neq/l} = 10^{-9} \text{ eq/l}$).

Esempi. a) 1 mol di acido solforico pesa 98 g: una soluzione 1 M (*molare*) di acido solforico contiene 1 mol/l e quindi 98 g/l di H_2SO_4 . b) 1 eq di acido solforico pesa $98/2 = 49$ g: una soluzione 1 N (*normale*) di acido solforico contiene 49 g/l di H_2SO_4 .

Un volume di soluzione N di qualsiasi *acido* reagisce con un egual volume di soluzione N di qualsiasi *base* e un volume di soluzione N di qualsiasi *ossidante* reagisce con un egual volume di soluzione N di qualsiasi *riducente*. Ecco perché è così comodo usare gli equivalenti al posto delle moli, anche se a qualche studente il concetto di equivalente sembra inventato da uno scienziato sadico.

8.4.(1). a) Calcolare la concentrazione in grammi al litro di una soluzione quintonormale di acido acetico, un acido monoprotico ($\text{CH}_3\text{COOH} = 60$). b) Calcolare quanti grammi di acido solfamminico, un acido monoprotico ($\text{H}_2\text{NSO}_3\text{H} = 97,1$) occorre pesare, sciogliere in acqua e diluire la soluzione con acqua fino al volume di 250 ml per ottenere una soluzione 0,87 N.

8.5. Titolazione volumetrica. E' un metodo di analisi quantitativa che consiste nell'aggiungere lentamente, ad un campione di sostanza in esame opportunamente disciolto, una soluzione di cui si conosce la normalità. Gli acidi si titolano con una base, e viceversa, gli ossidanti con un riducente, e viceversa. La fine della titolazione è segnalata dal cambiamento di colore di uno dei reagenti o di un indicatore acido-base o redox, oppure misurando con uno strumento le variazioni del pH, della conduttività elettrica o di altre grandezze fisiche.

Esempio 1. 25 ml di una soluzione di acido solforico richiedono, per essere neutralizzati, 30 ml di una soluzione 0,2 N di sodio idrossido. Calcolare la concentrazione in grammi al litro della soluzione di acido solforico ($\text{H}_2\text{SO}_4 = 98$; eq = 49 g).

$$\begin{aligned} 1000 \text{ ml } 0,2 \text{ N contengono } 0,2 \cdot 49 \text{ g} &= 9,8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 1 \text{ ml } 0,2 \text{ N contiene } 0,0098 \text{ g } &\text{H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

Poichè 1 ml di NaOH 0,2 N neutralizza 1 ml di acido solforico 0,2 N, ne deriva che 1 ml di NaOH 0,2 N neutralizza 0,0098 g di acido solforico. Nei 25 ml di soluzione acida, vi sono quindi $30 \cdot 0,0098 = 0,29 \text{ g}$ di H_2SO_4 e, in 1000 ml, $0,29 \text{ g} \cdot 40 = 11,6 \text{ g}$. La soluzione di acido solforico contiene 11,6 g/l, ovvero 1,16 % m/V, di H_2SO_4 .

Il risultato di un'analisi viene sovente espresso in percento in massa o in grammi al litro non della sostanza analizzata ma di una sostanza ad essa collegata. Così ad esempio, le concentrazioni della sostanza attiva nei fertilizzanti azotati, potassici e fosfatici si esprimono rispettivamente in % m/m di N, % m/m di K_2O e in % m/m di P_2O_5 . In questi casi, nei relativi calcoli, dovranno essere introdotti rispettivamente gli equivalenti dell'azoto, dell'ossido di potassio e dell'anidride fosforica.

8.6. Espressioni per il calcolo rapido. I calcoli sulle titolazioni volumetriche possono essere condensati in alcune facili espressioni.

* Il campione da analizzare è una *soluzione diluita*.

$$g/l = \frac{eq \ n \ V_t}{V}$$

g/l concentrazione della soluzione analizzata espressa in grammi al litro.

eq equivalente della sostanza analizzata.

n normalità della soluzione titolatrice.

V_t millilitri richiesti della soluzione titolatrice.

V millilitri del campione analizzato.

8.6.(1). 10 ml di una soluzione diluita di acido acetico (monoprotico, $CH_3COOH = 60$ e quindi $eq = 60$ g) richiedono, in una titolazione, 24 ml di soluzione 0,5 N di sodio idrossido. Calcolare la concentrazione in grammi al litro della soluzione di acido acetico.

8.6.(2). 50 ml di una soluzione di sodio arsenito richiedono, in una titolazione, 21,3 ml di iodio 0,1 N. Calcolare la concentrazione della soluzione espressa in g/l di As_2O_3 , il cui equivalente è 49,4 g.

* Il campione da analizzare è *una soluzione concentrata non viscosa*. In questo caso, prima della titolazione, si deve procedere ad una opportuna diluizione del campione.

$$g/l = \frac{eq \ n \ V_t \ V_M}{V \ V_p}$$

g/l concentrazione della soluzione analizzata espressa in grammi al litro.

eq equivalente della sostanza analizzata.

n normalità della soluzione titolatrice.

V_t millilitri richiesti della soluzione titolatrice.

V millilitri del campione analizzato diluiti in un matraccio tarato avente volume V_M .

V_p millilitri di soluzione diluita prelevato dal matraccio tarato e titolato.

8.6.(3). 50 ml di una soluzione di sodio idrossido ($NaOH = 40$) si diluiscono con acqua in un matraccio tarato da 1 l. 50 ml di soluzione diluita richiedono, nella titolazione, 37,1 ml di acido cloridrico 0,5 N. Calcolare la concentrazione in g/l di NaOH.

* Il campione da analizzare è una *soluzione concentrata viscosa* o è *solido*. In questo caso non è possibile misurare il volume del campione ma occorre pesarlo.

$$\% \text{ m/m} = \frac{eq \cdot n \cdot V_t \cdot V_M}{10 \cdot m \cdot V_P}$$

% m/m concentrazione della soluzione analizzata espressa in percento in massa.

eq equivalente della sostanza analizzata.

n normalità della soluzione titolatrice.

V_t millilitri richiesti della soluzione titolatrice.

m massa in grammi del campione disciolto e diluito in un matraccio tarato avente volume *V_M*.

V_p millilitri di soluzione diluita prelevato dal matraccio tarato e titolato.

8.6.(4). 6 g di acido fosforico conc. si diluiscono a 250 ml in un matraccio tarato. 25 ml di soluzione diluita richiedono 9,1 ml di sodio idrossido 0,5 N, indicatore metilarancio. Calcolare la percentuale in massa dell'acido fosforico ($H_3PO_4 = 98 \text{ g}$; $eq = 98 \text{ g}$).

8.6.(5). 16 g di sale di Mohr si sciolgono in acqua e la soluzione si diluisce con acqua a 250 ml in un matraccio tarato. 25 ml di soluzione diluita richiedono 30 ml di potassio permanganato 0,1 N. Calcolare la percentuale in massa espressa in ossido ferroso ($FeO = 71,8 \text{ g}$; $eq = 71,8 \text{ g}$).

RISPOSTE A PROBLEMI E QUESITI

1.4.(1). a) 42,4 e 42,4. b) 3,141 593; 3,141 59; 3,141 6; 3,142; 3,14. c) $3 \cdot 10^8$ m/s.

1.4.(2). a) 91,6. b) 343.

1.5.(1) a) $1,26 \cdot 10^3$; $1,01315 \cdot 10^5$; $2,09 \cdot 10^{-4}$; $1,118 \cdot 10^{-6}$. b) 299 792 458; 0,000 000 000 008 85.

1.5.(2). a) $9,55 \cdot 10^4 + 8,00 \cdot 10^2 = 9,55 \cdot 10^4 + 0,08 \cdot 10^4 = 9,43 \cdot 10^4$. b) $9,4 \cdot 10^{-4} \times 1,7 \cdot 10^{-3} = 16 \cdot 10^{-4+(-3)} = 16 \cdot 10^{-7} = 1,6 \cdot 10^{-6}$. c) $(4,1 \cdot 10^3)^2 = 16,8 \cdot 10^6 = 1,68 \cdot 10^7$. d) $8,1 \cdot 10^5 = 81 \cdot 10^4 = 81 \cdot 10^4 = 9 \cdot 10^2$. e) $2,7 \cdot 10^{-14} = 27 \cdot 10^{-15} = 3 \cdot 10^{-5}$.

1.6.(1). Nel quotidiano, quando si scrivono numeri con molte cifre, si usa separarle con un un punto a gruppi di tre, come ad esempio £ 20.455.670. Negli scritti scientifici e tecnici, secondo le norme del SI, non si devono usare punti di separazione bensì le cifre vanno divise, a partire dalla virgola, in blocchi di tre, lasciando uno spazio vuoto tra un blocco e l'altro (regola sconsigliabile quando si compila un assegno...). Così ad esempio, la costante di Faraday si scrive $F = 96\,486,692 \text{ C mol}^{-1}$. Purtroppo, quando si consultano testi americani, si trovano spesso numeri in cui *il punto sostituisce la virgola* decimale. Così ad esempio, 6.45 negli USA si legge "six point four five" e significa sei *virgola* quarantacinque. Questa abitudine, come tutto ciò che proviene dall'America, si va diffondendo anche in Italia (in TV si parla, nella pubblicità di una crema cosmetica, di pH *cinque punto cinque*) e contribuirà a complicarci la vita quando l'euro sostituirà le monete nazionali. Inoltre, quando la parte intera di un numero è zero, negli USA è spesso omessa. Così ad esempio 0,73 viene scritto .73 e letto "point seven three".

Ma c'è di peggio. La virgola è talvolta usata, invece del punto o di uno spazio vuoto, per la separazione delle cifre di tre in tre. Così ad esempio, se in Europa il numero 45,263 significa quarantacinque unità, due decimi, sei centesimi e tre millesimi, negli Stati Uniti potrebbe significare quarantacinquemiladuecentosessantatre unità.

1.10.1. a) $15,3^4 = 4 ? \lg 15,3 = 4,73876$; antlg $4,73876 = 54\ 797$. b) $0,153^4 = 4 ? \lg 0,153 = -3,2612$; antlg $-3,2612 = 0,000\ 548$. c) $3 ? 55,2 = 1/3 \lg 55,2 = 0,58065$; antlg $0,58065 = 3,807$. d) $3 ? 0,552 = 1/3 \lg 0,552 = -0,086$; antlg $-0,086 = 0,8203$.

1.11.(1). b). Il simbolo gr non è quello del grammo ma del *grain* (grano), unità di misura anglosassone della massa; $1\ \text{gr} = 1/7000\ \text{lb} ? 64,8\ \text{mg}$.

1.11.(2). a). Un tempo, il litro veniva definito come volume occupato da 1 kg di acqua alla temperatura di $4\ ^\circ\text{C}$ e il suo valore era “leggerissimamente” - direbbe il ragionier Fantozzi - superiore al decimetro cubo ($1\ \text{l} = 1,000\ 028\ \text{dm}^3$). Nel 1964, la CGPM (Conférence générale des poids et mesures) ha stabilito che il litro equivale al decimetro cubo.

1.11.(3). b) anche se spesso vengono confusi. La *densità* (o meglio *massa volumica*) è il rapporto tra la massa ed il volume di un oggetto e la sua unità SI è il *kilogrammo al metro cubo* (Kg/m^3). Il *peso specifico* (o meglio *peso volumico*) è invece il rapporto tra il peso e il volume di un oggetto; la sua unità di misura SI, poiché il peso è una forza, è il *newton al metro cubo*. (N/m^3).

1.12.(1). a) $27,78\ \text{m/s}$. b) $55\ \text{km/h}$.

1.12.(2). a) $600\ \text{nm}$.

1.12.(3). $3,82 \cdot 10^8\ \text{kcal}$.

1.12.(4). $5\ 000\ \text{cm}^{-1}$.

1.16.(1). $x = 56,4$. $s = 0,282$. $s_m = 0,057$.

2.1.(1). b).

2.1.(2). $77,2\ \%$ residuo secco; $22,8\ \%$ umidità.

2.1.(3)

$$100 \text{ g solvente} \frac{22,2 \text{ g soluto}}{(100 - 22,2) \text{ g solvente}} = 28,5 \% \text{ s.}$$

2.2.(1). b).**2.2.(2). c).**

2.2.(3). $15 / 2,5 = 6 \% \text{ m/V}$ soluto. In 100 ml di soluzione sono contenuti 6 g di soluto, in 1000 ml di soluzione vi sono $6 \cdot 10 = 60 \text{ g}$ di soluto. La soluzione contiene perciò 60 g/l.

2.2.(4). Considerata la forte diluizione si può ritenere che 0,6 g siano presenti in 5 l di soluzione per cui la soluzione contiene $0,6/5 = 0,12 \text{ g/l}$, $0,12 \cdot 10^3 \text{ ppm}$ e $0,12 \cdot 10^6 \text{ ppb}$ di sodio cloruro. Il percento in volume è $0,12/10 = 0,012 \% \text{ m/V}$.

2.3.(1). I 50 kg di ammoniaca occupano un volume di $50 \text{ kg}/0,88 \text{ kg/l} = 56,8 \text{ l}$: la capacità del contenitore è insufficiente. I 50 ml di acido solforico occupano un volume di $50 \text{ kg}/1,84 \text{ kg/l} = 27,2 \text{ l}$: la capacità del contenitore è più che sufficiente.

$$\mathbf{2.3.(2).} \quad \frac{6,51 \text{ lb}}{1 \text{ gal}} \quad \frac{0,45 \text{ kg}}{1 \text{ lb}} \quad \frac{1 \text{ gal}}{3,79 \text{ l}} = 0,77 \text{ kg/l} = 0,77 \text{ kg/dm}^3.$$

2.3.(3). 96 % m/V; 960 g/l.

2.3.(4).

$$100 \text{ ml soluzione} \frac{300 \text{ ml etanolo}}{(300 + 24) \text{ ml soluzione}} = 92,6 \% \text{ V/V.}$$

N.B. Il calcolo è approssimativo perchè i volumi dei liquidi mescolati spesso non sono additivi: durante la miscelazione può verificarsi una contrazione di volume, che dipende dalla natura dei liquidi e dalla temperatura. Per la coppia etanolo-acqua, a 20 °C, mescolando 48 volumi di acqua con 52 volumi di etanolo non si ottengono 100 volumi ma soltanto 96,3 volumi, con una contrazione di volume del 3,7 %.

2.3.(5).

300 ml ? 0,79 g/ml = 237 g di etanolo.

(300 + 24) ml ? 0,82 g/ml = 266 g di soluzione.

237 g etanolo

100 ml soluzione ----- = 73,1 % m/V etanolo.

(300 + 24) ml soluzione

237 g etanolo

100 g soluzione ----- = 89,1 % m/m etanolo.

266 g soluzione

2.4.(1). a) La risposta è immediata: la soluzione deve essere diluita con il solvente in rapporto 1:1; si mescolano quindi 125 ml di soluzione concentrata con 125 ml di acqua. b) $V_1 = x$ ml; $V_2 = 500$ ml; $c_1 = 397$ g/l; $c_2 = 103$ g/l; $x : 500 = 103 : 397$; $x = 130$ ml di soluzione conc. da diluire con acqua fino a 500 ml.

2.5.(1). 700 l di acqua.

2.6.(1). 275 ml al 40 % m/V + 525 ml al 2 % m/V.

2.7.(1).

$$\text{a) } 1 \text{ l } \frac{438 \text{ g/l}}{(1 + 5) \text{ l}} = 73 \text{ g/l} \quad \text{b) } 1 \text{ l } \frac{438 \text{ g/l}}{(1 + 4) \text{ l}} = 87,6 \text{ g/l.}$$

3.2.(1). Ciò denota la presenza, nel carbonio naturale, di piccole quantità di isotopi più pesanti. Il carbonio naturale non è infatti costituito dal solo nuclide ^{12}C , avente massa nuclidica 12,000 000 amu, ma contiene l'1,11 %, di carbonio-13.

3.2.(2).

$$\frac{99,63 ? 14,003 \text{ 07}}{100} = 13,951 \text{ 2 amu.} \quad \frac{0,37 ? 15,000 \text{ 11}}{100} = 0,055 \text{ 5 amu.}$$

$$13,951 \text{ 2} + 0,055 \text{ 5} = 14,996 \text{ 7 amu.}$$

3.3.(1). a) 32; b) 23; c) 18; d) 17; e) 98; f) 180.

3.4.(1). a) 71 g; b) $9,6 \cdot 10^{-2}$ g; c) $1,8 \cdot 10^{-5}$ g.

3.4.(2). a) $\text{SO}_2 = 32 + (2 \cdot 16) = 64$; 5 mol di SO_2 pesano $5 \cdot 64 = 320$ g. b) $\text{C}_6\text{H}_6 = (6 \cdot 12) + (6 \cdot 1) = 78$; 4 mol di C_6H_6 pesano $4 \cdot 78 = 312$ g. c) La domanda è posta male: si parla di ossigeno atomico ($\text{O} = 16$) o di ossigeno molecolare ($\text{O}_2 = 32$)? E' quindi consigliabile, parlando di moli di una sostanza, non usare il nome ma la formula: 3 moli di O pesano $3 \cdot 16 = 48$ g mentre 3 moli di O_2 pesano il doppio, 96 g. d) Si parla di diossido di azoto NO_2 o di tetrossido di diazoto N_2O_4 ? 5 moli di NO_2 pesano $5 \cdot 46 = 230$ g mentre 5 moli di N_2O_4 pesano il doppio, 460 g.

3.4.(3). a) $\text{NaOH} = 40$; $80 \text{ g} / 40 = 2$ mol. b) $\text{CH}_3\text{COOH} = 60$; $0,36 \text{ g} / 60 = 6$ mmol.

3.4.(4). Il droghiere pesò $(12 \cdot 12) + (22 \cdot 1) + (11 \cdot 16) = 342$ g di zucchero.

3.4.(5).

$19,8/44 = 0,45$ mol CO_2 $40/32 = 1,25$ mol O_2 $24/16 = 1,5$ mol CH_4

$$x_{\text{metano}} = \frac{1,5}{0,45 + 1,25 + 1,5} = 0,47.$$

3.5.(1). $0,2 \cdot 3 = 0,6$ g

$$0,6 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 0,05 \text{ mol} \quad 0,05 \text{ mol} \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ atomi}}{1 \text{ mol}} = 3 \cdot 10^{22} \text{ atomi di C}$$

Sono 30 000 000 000 000 000 000 000 atomi.

3.5.(2). a) $6 \cdot 10^{23}$ atomi; b) $6 \cdot 10^{23}$ molecole; c) $6 \cdot 10^{23}$ ioni; d) $6 \cdot 10^{23}$ aggruppamenti.

3.5.(3). a) 0,003 moli e $1,8 \cdot 10^{21}$ molecole. b) $4 \cdot 10^{11}$ pg.

3.6.(1). b).

3.6.(2). c) perché contiene $10 \cdot 8 = 80$ g/l; $80 / 40 = 2$.

3.6.(3). a) perché contiene 74 g/l.

3.6.(4). 15,8 g/l; 0,158 % m/V.

3.6.(5). 10^{-4} mol/l.

3.6.(6). 8,2 g.

3.6.(7). 4,4 mmol/l.

3.6.(8).

$241 \text{ g} / 98 = 2,46 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ $1 \text{ l} \cdot 1,15 \text{ kg/l} = 1,15 \text{ kg soluzione}$

$$1 \text{ kg H}_2\text{O} \frac{2,46 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{(1,15 - 0,241) \text{ kg H}_2\text{O}} = 2,7 \text{ mol/kg H}_2\text{SO}_4.$$

3.7.(1). Resa teorica: 85 %. Resa effettiva: 77 %.

4.2.(1). a) 2,4 g Pt. b) 345 g Na.

4.2.(2). 20,2 % m/m H₂O.

4.3.(1).

$$55 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{51 \text{ g}} = 1,1 \text{ mol V} \quad 45 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = 2,8 \text{ mol O}$$

Il rapporto V : O nella formula è dunque 1,1 : 2,8 che arrotondato diventa 1 : 2,5. La formula minima è quindi VO_{2,5} e la formula vera non può essere che V₂O₅.

4.3.(2). La formula minima risulta C₂H₅O a cui corrisponderebbe una massa formale circa 45. La vera formula è perciò C₄H₁₀O₂.

4.4.(1). a) 2:3. b) 1:1. c) 2:2,5. d) 2,5:3.

4.4.(2). b) Il rapporto 1:2 non è un rapporto tra le *masse* dei reagenti ma tra le *moli*; 1 mol di acido solforico pesa 98 g, 1 mol di idrossido di potassio pesa 56 g; il rapporto tra le masse è $98 : (2 \cdot 56) = 1 : 1,14$.

4.5.(1). a) già bilanciata. b) $\text{NO} + 0,5\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$. c) $2\text{Al} + 3\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$. d) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. e) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$. f) $2\text{Al} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 2\text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2$. g) $\text{C}_5\text{H}_{12} + 8\text{O}_2 \rightarrow 5\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.

5.1.(1). c).

5.1.(2). a) 1,7 t. b) 24,8 kg. c) 7,8 g.

5.1.(3). Come si vede, il rapporto stechiometrico tra lo zolfo (“chiesto”) e l’ammonio solfato (“dato”) - poichè tutto lo zolfo, attraverso i vari passaggi, finisce nell’ ammonio solfato - è 1:1

$$1 \text{ t } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 1 \text{ t} \cdot \frac{32 \text{ t}}{132 \text{ t}} = 0,24 \text{ t di S.}$$

5.1.(4). Il sodio solfato Na_2SO_4 perché una mole di acido solforico reagisce con due moli di sodio idrossido.

5.1.(5). La lega contiene 10,5 % di Sn; 84,7 % di Cu; 0,85 % di Pb.

5.1.(6). $8000 \text{ kcal} \cdot 4,19 = 3,4 \cdot 10^4 \text{ kJ} = 3,4 \cdot 10^7 \text{ J}$

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{3,4 \cdot 10^7 \text{ J}}{(3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2} = 3,8 \cdot 10^{-10} \text{ kg} \text{ (diminuzione di massa trascurabile)}$$

5.2.(1). Occorrono $10 \cdot 6,5 = 65 \text{ m}^3$ di ossigeno e quindi $5 \cdot 65 = 325 \text{ m}^3$ di aria.

5.2.(2). La miscela gassosa contiene l’80 % di $25 \text{ m}^3 = 20 \text{ m}^3$ di H_2S ; Per 20 m^3 di H_2S occorrono 10 m^3 di ossigeno e quindi $5 \cdot 10 = 50 \text{ m}^3$ di aria.

5.3.(1).

$$400 \text{ m}^3 \text{ H}_2 \frac{1 \text{ kmol Fe}}{1 \text{ kmol H}_2} = 400 \text{ m}^3 \frac{56 \text{ kg}}{22,4 \text{ m}^3} = 1000 \text{ kg} = 1 \text{ t di Fe.}$$

5.4.(1).

$$50 \text{ g NaNO}_3 \frac{1 \text{ kmol NaNO}_2}{1 \text{ kmol NaNO}_3} = 50 \text{ g} \frac{69 \text{ kg}}{85 \text{ kg}} = 41 \text{ kg teorici di NaNO}_2.$$

$$\frac{28,7 \text{ kg (pratici)}}{41 \text{ kg (teorici)}} \cdot 100 = 70 \% \text{ (resa).}$$

5.4.(2). 27 kg teorici; 11 kg reali.**5.4.(3).** 19,8 kg teorici; resa: 33 %.**5.5.(1)** a) perché il rapporto stechiometrico è 2:1.

5.5.(2). Esprimere la concentrazione di una soluzione con la molarità semplifica i calcoli. Infatti, poichè il rapporto $\text{K}_3\text{PO}_4 : \text{AgNO}_3$ è 1:3 e ciascuna delle due soluzioni contiene 1 mol/l di reagenti, 25 ml di potassio fosfato M richiedono $25 \cdot 3 = 75$ ml di argento nitrato M.

5.5.(3). a) 20 ml. b) 40 ml. c) 80 ml.

5.5.(4). Il rapporto stechiometrico $\text{Ba(OH)}_2 : \text{HCl}$ è 1:2 per cui occorrono rispettivamente 100 ml, 50 ml e 25 ml di HCl 2 M.

5.6.(1). 817 g.

5.6.(2).

$$400 \text{ ml} \frac{42,4 \text{ g}}{100 \text{ ml}} = 169,8 \text{ g HCl.}$$

$$169,8 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol CaO}}{2 \text{ mol HCl}} = 169,8 \text{ g} \frac{56 \text{ g}}{(2 \cdot 36,5) \text{ g}} = 130 \text{ g CaO.}$$

5.6.(3). 1 kg ca. Melius abundare quam deficere.

5.6.(4). In 100 ml di acido solforico dil. vi sono $(20 \cdot 1,14) = 22,8 \text{ g}$ di acido quindi in 200 ml ve ne sono $22,8 \cdot 2 = 45,6 \text{ g}$.

$$45,6 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 45,6 \text{ g} \frac{22,4 \text{ l}}{98 \text{ g}} = 10,4 \text{ l}_n \text{ H}_2.$$

6.1.(1). a) Poichè il volume viene dimezzato, essendo volumi e pressioni inversamente proporzionali, la pressione raddoppia, diventando 36 atm.

b) Dalla legge di Boyle-Mariotte si deduce che per ridurre il volume dell'aria a 2,5 ml occorre esercitare sul pistone una pressione di 2 atm; per ridurre il volume a 1 ml la pressione necessaria sale a 5 atm. Spingendo il pistone sino in fondo il volume di aria si avvicina allo zero e la pressione diventa molto alta.

6.1.(2). $6,4 \text{ m}^3$.

6.2.(1). $560 : x = (273 + 20) : (273 + 90) \quad x = 694 \text{ ml a } 90 \text{ }^\circ\text{C.}$

6.3.(1) $10 : x = (273 + 18) : (273 + 80)$
 $x \approx 12 \text{ atm}$ (superiore alla pressione massima consentita).

6.3.(2). $313 \text{ }^\circ\text{C.}$

6.4.(1). Indicando con V_1 il volume in c.n, con p_1 la pressione normale (1 atm = 760 torr) e con T_1 la temperatura normale (273 K = 0 °C) si ha $p_1 = 760$ torr; $V_1 = x$; $T_1 = 273$ K; $p_2 = 758$ torr; $V_2 = 43$ ml; $T_2 = 273 + 19 = 292$ K

$$x = \frac{p_2 V_2 T_1}{p_1 T_2} = \frac{758 \text{ torr} \cdot 43 \text{ ml} \cdot 273 \text{ K}}{760 \text{ torr} \cdot 292 \text{ K}} = 40,1 \text{ ml}_n.$$

6.4.(2). Poichè $d = m/V$, $p_1 = 101,3$ kPa; $V_1 = 1 \text{ g} / 1,29 = 0,775 \text{ l}$; $T_1 = 273$ K; $p_2 = 93,3$ kPa; $V_2 = x$; $T_2 = 273 + 20 = 293$ K

$$x = \frac{p_1 V_1 T_2}{p_2 T_1} = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 0,775 \text{ l} \cdot 293 \text{ K}}{93,3 \text{ kPa} \cdot 273 \text{ K}} = 0,9 \text{ l}.$$

6.5.(1). a) La risposta è immediata: $5 \cdot 1,249 = 7,14 \text{ g}$ b) Poiché 1 mol di O_2 (32 g) occupa il volume di $22,4 \text{ l}_n$, $5 \text{ l} \cdot 32 \text{ g} / 22,4 \text{ l} = 7,14 \text{ g}$.

6.5.(2).

$$1 \text{ l}_n \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ l}_n} = 0,045 \text{ mol} \quad 1 \text{ l}_n \frac{6 \cdot 10^{23} \text{ molecole}}{22,4 \text{ l}_n} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ molecole}.$$

6.5.(3). c) L'ossigeno è più pesante dell'idrogeno.

6.5.(4). b).

6.5.(5). b) non essendo variato il numero di moli.

6.5.(6). 1. a). 2. b).

6.6.(1).

$$m = \frac{p V M}{R T} = \frac{100 \text{ kPa} \cdot 500 \text{ l} \cdot 71}{8,31 \cdot (273+20) \text{ K}} = 1458 \text{ g} = 1,458 \text{ kg}.$$

6.6.(2).

$$M = \frac{g R T}{p V} = \frac{1,56 \text{ g} \cdot 8,31 \cdot (273+17) \text{ K}}{1 \text{ l} \cdot 101,3 \text{ kPa}} = 58$$

$$p V \quad 104 \text{ kPa ? } 0,624 \text{ l}$$

6.7.(1). 1° metodo. 1 mol di MgCO_3 sviluppa 1 mol di CO_2 ovvero 22,4 l_n

$$V_0 = \frac{p V T_0}{p_0 T} = \frac{98 \text{ kPa ? } 26 \text{ ml ? } 273 \text{ K}}{101,3 \text{ kPa } (273+18) \text{ K}} = 0,236 \text{ l}_n \text{ CO}_2.$$

$$0,236 \text{ l}_n \text{ CO}_2 \frac{1 \text{ mol MgCO}_3}{22,4 \text{ l}_n \text{ CO}_2} = 0,236 \text{ l} \frac{84,3 \text{ g}}{22,4 \text{ l}_n} = 0,89 \text{ g MgCO}_3.$$

2° metodo. 1 mol di MgCO_3 sviluppa 1 mol di CO_2 ovvero 44 g

$$m = \frac{p V M}{R T} = \frac{98 \text{ kPa ? } 0,26 \text{ l ? } 44}{8,31 (273+18) \text{ K}} = 0,46 \text{ g CO}_2.$$

$$0,46 \text{ g CO}_2 \frac{1 \text{ mol MgCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,46 \text{ g} \frac{84,3 \text{ g}}{44 \text{ g}} = 0,88 \text{ g MgCO}_3.$$

6.8.(1). $M_{\text{gas}} = d_r \cdot M_{\text{oss}} = 0,875 \cdot 32 = 28 \text{ g}.$

6.8.(2).

$$88 / 12 = 7,33 \quad 11,8 / 1 = 11,8 \quad 7,33 / 7,33 = 1 \quad 11,8 / 7,33 = 1,6$$

Formula minima: $\text{C}_1\text{H}_{1,6} = 13,6.$

$$M = 2,34 \cdot 29 = 67,8 \quad 67,8 / 13,6 = 4,98 \cdot 5 \quad \text{Formula vera: } \text{C}_5\text{H}_8$$

6.8.(3). b).

6.9.(1).

$$p_{\text{ossigeno}} = \frac{21 \text{ vol}}{100 \text{ vol}} \cdot 2 \text{ atm} = 0,42 \text{ atm} \quad p_{\text{azoto}} = 2 - 0,42 = 1,58 \text{ atm}.$$

6.9.(2). 21,7 % V/V.

6.9.(3). a) 1,29 g. b) 28,9 g.

6.10.(1). $p = c R T = 0,5 \cdot 8,31 (273 + 25) = 1238 \text{ kPa} \approx 1,24 \text{ MPa}$.

6.10.(2). $p = c R T = 1 \cdot 0,082 \cdot 273 \approx 22,4 \text{ atm}$.

6.10.(3).

$c = \frac{p}{R T} = \frac{7,65 \text{ atm}}{0,082 (273 + 37) \text{ K}} = 0,3 \text{ mol/l}$.
 $0,3 \text{ mol/l} \cdot 180 = 54 \text{ g/l}$ glucosio.

6.10.(4). 50 000 ca.

7.1.(1). b).

7.1.(2). b).

7.1.(3). b).

7.1.(4). b). Secondo la teoria di Brønsted e Lowry, NaOH, KOH, Ba(OH)₂, ecc., basi forti nel linguaggio corrente, non sono basi ma sali. La base è il loro ione idrossido OH⁻, forte.

7.2.(1). No comment.

7.2.(2). a) pOH = 3 pH = 14 - 3 = 11.

b) pOH = 5 - lg 1,4 = 5 - 0,15 = 4,8 pH = 14 - 4,8 = 9,2.

La soluzione a) è più basica della soluzione b) avendo una concentrazione dello ione idrossido maggiore, quindi un pOH più basso e un pH più alto.

7.2.(3) a) $[H_3O^+] = 10^{-14} / 10^{-4} = 10^{-10} \text{ mol/l}$.

b) $[OH^-] = 10^{-14} / 10^{-3} = 10^{-11} \text{ mol/l}$.

7.2.(4). a) pH = 4 b) pH = 6 - lg 2 = 6 - 0,3 = 5,7.

La soluzione a) è più acida della soluzione b) avendo una concentrazione dello ione idronio più alta e quindi un pH più basso.

7.2.(5). b).

7.2.(6). d).

7.2.(7). Il pH diminuisce di una unità, da 5 a 4.

7.2.(8). c). H_3O^+ diventa 10^{-3} , il pH diventa $14 - 3 = 11$ e quindi aumenta da 7 a 11.

7.2.(9). b).

7.2.(10). b).

7.2.(11). b). Se il prodotto è neutro, oppure se il suo pH è inferiore a 7, *non è un sapone ma un syndet (synthetic detergent)*, a base di tensioattivi sintetici. I saponi per bucato più ordinari venivano prodotti saponificando i grassi con sodio idrossido e erano fortemente alcalini per l'eccesso di NaOH impiegato. Sono detti *saponi neutri* quelli ottenuti con particolare cura, senza eccedere con NaOH. Ma sono ugualmente basici essendo sali di acidi grassi i cui anioni (come ad esempio lo ione palmitato $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COO}^-$) sono basi e reagiscono con l'acqua liberando ioni OH^- .

7.2.(12). Per l'acido fluoridrico $\text{pH} = 1/2 (3,18 - \lg 0,25) = 1,89$.

Per l'acido acetico $\text{pH} = 1/2 (4,75 - \lg 0,25) = 2,67$.

La soluzione di acido fluoridrico è quindi più acida di quella di acido acetico, anche se hanno la stessa concentrazione molare.

8.4.(1). a) 12 g/l. b) $97,1 \cdot 0,87 = 84,5 \text{ g/l}$ $84,5/4 = 21,1 \text{ g}$.

8.6.(1) 72 g/l di CH_3COOH .

8.6.(2). 2,1 g/l di As_2O_3 .

8.6.(3). 297 g/l di NaOH.

8.6.(4). 74,6 % m/m di H_3PO_4 .

8.6.(5). 13,5 % m/m di FeO.