

12. STECHIOMETRIA.

D. La *stechiometria* (dal gr. *stoichêion*, elemento) è la branca della chimica che si occupa dei rapporti quantitativi tra gli elementi in una sostanza e tra le sostanze in una reazione chimica.

12.1. Massa nuclidica

D. La *massa nuclidica assoluta* è la massa di un determinato nuclide e si esprime con una qualsiasi unità di misura della massa. Così ad esempio, la massa del nuclide più piccolo, quello dell'idrogeno 1, è $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg; la massa del nuclide più grande tra quelli esistenti in natura, l'uranio 238, è $3,95 \cdot 10^{-25}$ kg. Come vede sono numeri piccolissimi. I chimici usano la **massa atomica relativa (m.a.r.)** detta impropriamente *peso atomico*, rapporto tra la vera massa atomica dell'atomo di un elemento naturale (miscela di isotopi) e quella di un elemento campione. 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» (IUPAC).

R. Qual è l'elemento campione?

D. In un primo tempo, come atomo campione si usò quello dell'idrogeno naturale (miscela di isotopi), a cui si attribuì massa atomica unitaria, ovvero 1 *uma* (unità di massa atomica) o *amu* (atomic mass unity) o *dalton* ($1 \text{ uma} = 1,660\,565 \cdot 10^{-27}$ kg).

Successivamente l'atomo campione divenne quello dell'ossigeno naturale (miscela di isotopi) a cui si attribuì una massa di 16 *uma*. Dopo la scoperta degli isotopi, fu scelto come campione l'atomo di carbonio ^{12}C , a cui si attribuì la massa di 12 *uma*.

L'attuale definizione di massa atomica relativa è: *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.*

Esempi. a) La massa atomica relativa del fosforo (elemento mononuclidico costituito esclusivamente dal nuclide ^{31}P) è 30,973 76 *uma*. 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.

b) La massa atomica relativa del silicio, elemento polinucleidico costituito in maggioranza (92,21 %) dall'isotopo ^{28}Si ma contenente il 4,70 % dell'isotopo ^{29}Si e il 3,09 % dell'isotopo ^{30}Si , è 28,086 uma. 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.

R. In una tabella delle masse atomiche relative leggo, per il carbonio, 12,011 15 uma; non mi ha appena detto che la m.a.r. del carbonio è 12, 000 0000 uma?

Tab. 12/1. Masse atomiche relative di alcune particelle e nuclidi.

		amu			amu
elettrone	e^-	0,000 548 6	idrogeno 1	^1_1H	1,007 83
positrone	e^+	0,000 548 6	idrogeno 2	^2_1H	2,014 10
protone	p	1,007 28	idrogeno 3	^3_1H	3,016 05
neutrone	n	1,008 67	particella α	^4_2He	4,002 60

D. Dimentica che il campione delle masse atomiche è il *carbonio 12* e non il *carbonio naturale*; una m.a.r. superiore a 12 denota la presenza, nel carbonio naturale, di piccole quantità di isotopi più pesanti del carbonio 12. Il carbonio naturale non è infatti costituito dal solo nuclide ^{12}C , avente massa nucleidica 12,000 000 uma, ma contiene l'1,11 %, di carbonio-13.

Tab. 12/2. Masse atomiche relative degli elementi chimici.

afnio	Hf	178,49	mendelevio	Md	--
alluminio	Al	26,981 539	mercurio	Hg	200,59
americio	Am	--	molibdeno	Mo	95,94
antimonio	Sb	121,757	neo	Ne	20,179 7
argento	Ag	107,868 2	neodimio	Nd	144,24
argo	Ar	39,948	nettunio	Np	--
arsenico	As	74,921 59	nichelio	Ni	58,34
astato	At	--	niobio	Nb	92,906 38
attinio	Ac	--	nobelio	No	--
azoto	N	14,006 74	olmio	Ho	164,930 32
bario	Ba	137,327	oro	Au	196,966 54
berillio	Be	9,012 182	osmio	Os	190,23
berchelio	Bk	--	ossigeno	O	15,999 4
bismuto	Bi	208,980 37	palladio	Pd	106,42
boro	B	10,811	piombo	Pb	207,2
bromo	Br	79,904	platino	Pt	195,08

cadmio	Cd	112,411	plutonio	Pu	--
calcio	Ca	40,078	polonio	Po	--
californio	Cf	--	potassio	K	39,098 3
carbonio	C	12,011	praseodimio	Pr	140,907 65
cerio	Ce	140,115	promezio	Pm	--
cesio	Cs	132,905 43	protoattinio	Pa	231,035 88
cloro	Cl	35,452 7	radio	Ra	--
cobalto	Co	58,933 20	rado	Rn	--
cripto	Kr	83,80	rame	Cu	63,546
cromo	Cr	51,996 1	renio	Re	186,207
curio	Cm	--	rodio	Rh	102,905 50
disprosio	Dy	162,50	rubidio	Rb	85,467 8
einsteinio	Es	--	rutenio	Ru	101,07
elio	He	4,002 602	samario	Sa	150,36
erbio	Er	167,26	scandio	Sc	44,955 910
europio	Eu	151,965	selenio	Se	78,96
fermio	Fm	--	silicio	Si	28,085 5
ferro	Fe	55,847	sodio	Na	22,989 768
fluoro	F	18,998 403	stagno	Sn	118,710
fosforo	P	30,973 762	stronzio	Sr	87,62
francio	Fr	--	tallio	Tl	204,383 3
gadolinio	Gd	157,25	tantalio	Ta	180,947 9
gallio	Ga	69,723	tecnezio	Tc	--
germanio	Ge	72,61	tellurio	Te	127,60
idrogeno	H	1,007 94	terbio	Tb	158,925 34
indio	In	114,818	titanio	Ti	47,88
iodio	I	126,904 47	torio	Th	232,038 1
iridio	Ir	192,22	tulio	Tm	168,934 21
itterbio	Yb	173,04	uranio	U	238,028 9
ittrio	Y	88,905 85	vanadio	V	50,941 5
lantanio	La	138,905 5	wolframio	W	183,84
laurenzio	Lw	--	xeno	Xe	131,29
litio	Li	6,941	zinco	Zn	65,39
lutezio	Lu	174,967	zirconio	Zr	91,224
magnesio	Mg	24,305 0	zolfo	S	32,066
manganese	Mn	54,938 05			

Sarebbe in grado di calcolare la massa atomica relativa dell'azoto naturale, costituito per al 99,63 % dall' isotopo ^{14}N (m.a.r. = 14,003 07) e soltanto dallo 0,37 % dell' isotopo ^{15}N (m.a.r. = 15,000 11)?

R. Mi sembra facile:

$$99,63 \times 14,003\ 07 / 100 = 13,951\ 2\ \text{uma} \quad 0,37 \times 15,000\ 11 / 100 = 0,055\ 5\ \text{uma}$$

$$13,951\ 2 + 0,055\ 5 = 14,006\ 7\ \text{uma}$$

D. Nei calcoli di laboratorio usano le m.a.r. arrotondate.

Tab. 12/3. Masse atomiche relative (arrotondate) di alcuni elementi

		m.a.r.			m.a.r.
azoto	N	14	idrogeno	H	1
calcio	Ca	40	ossigeno	O	16
carbonio	C	12	potassio	K	39
cloro	Cl	35,5	sodio	Na	23
ferro	Fe	56	zolfo	S	32

R. Ho compreso la differenza tra massa atomica relativa e massa atomica assoluta. Come si esprime la massa relativa dei sistemi diversi dagli atomi?

D. Per le molecole si usa il termine *massa molecolare relativa*, detta impropriamente *peso molecolare*. Poiché molte sostanze, come abbiamo visto, non sono costituite da molecole ma da ioni, anche per le molecole e gli atomi è preferibile usare il termine onnicomprensivo **massa formale relativa** (m.f.r.) impropriamente detta *peso formale* o *peso-formula*. E' questo il rapporto tra la massa di una formula (atomo, molecola, ione, aggruppamento atomico) e la massa della dodicesima parte dell'atomo di carbonio 12.

La massa formale relativa di una sostanza o di un aggruppamento atomico è la somma delle masse atomiche relative degli elementi che la costituiscono. Nel caso degli ioni, la massa degli elettroni acquistati o persi dall'atomo è trascurabile.

Esempi (da questo momento useremo le masse atomiche relative arrotondate). a) 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, per loro, parlare di *massa molecolare* relativa dell'ossigeno, dell'ozono, dell'acqua, del metano e dell'acido solforico.

b) 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.

c) Gli aggruppamenti atomici idrossile OH , carbossile $COOH$, solfonile SO_3H non sono nè atomi, nè molecole nè ioni ed anche in questo caso il termine massa formale è il più appropriato.

Calcoli le masse formali relative dei seguenti elementi, composti e aggruppamenti atomici, usando le m.a.r. arrotondate: rame (Cu) ossigeno (O₂), catione sodio (Na⁺), acqua (H₂O), anione idrossido (OH⁻), acido solforico (H₂SO₄), saccarosio (C₁₂H₂₂O₁₁).

R. Mi sembra facile:

rame	Cu	63
ossigeno	O ₂	16 × 2 = 32
catione sodio	Na ⁺	23
acqua	H ₂ O	(1 × 2) + 16 = 18
anione idrossido	OH ⁻	16 + 1 = 17
acido solforico	H ₂ SO ₄	(1 × 2) + 32 + (16 × 4) = 98
saccarosio	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁	(12 × 12) + (1 × 22) + (16 × 11) = 342

D. Non è facile, è ovvio. La massa formale relativa si indica spesso scrivendo il valore numerico dopo la formula, come ad esempio N = 14, N₂ = 28; H₂SO₄ = 98.

12.2. Mole

D. Iniziamo con un aneddoto. Quando lo zucchero veniva in commercio sfuso, un insegnante di chimica chiese ad un suo allievo, che aiutava il padre in una drogheria, una mole di saccarosio; il ragazzo fece un breve calcolo e pesò al cliente 342 g di zucchero.

R. Un po' pesante come molecola. «Mole» non è dunque abbreviazione di «molecola»?

D. No. Le molecole, ripetiamolo, sono piccolissimi sistemi costituiti dall'unione di due o più atomi della stessa specie, come ad esempio O₂, O₃, P₄ e S₈, o di specie diversa, come HCl, SO₂ e C₆H₁₂O₆.

La *mole* (mol) non è qualcosa di trascendentale, lontana dalla esperienza quotidiana come lo sono gli atomi, le molecole e gli ioni, bensì una quantità di sostanza che si può vedere, toccare, annusare, pesare su una bilancia del supermercato, potendosi definire come *quantità in grammi*

equivalente alla massa formale relativa di una sostanza o di un aggruppamento atomico.

Esempio. Note le masse formali relative del rame ($\text{Cu} = 63$), dell'acqua ($\text{H}_2\text{O} = 18$) e del saccarosio ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} = 342$):

La massa di	1 mol di Cu	equivale a	63 g
La massa di	1 mol di H_2O	equivale a	18 g
La massa di	1 mol di $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	equivale a	342 g

Talvolta incontrerà i termini *grammo-atomo*, *grammo-molecola*, *grammo-ione*, *grammo-formula*: non sono più usati, sono tutti sinonimi di mole.

Il SI definisce *mole* «quantità di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 0,012 kg di carbonio 12».

Ora risponda: quanto pesano 1 mol di ferro ($\text{Fe} = 56$), 1 mmol di ferro(II) solfato ($\text{FeSO}_4 = 152$) e 1 kmol di ione solfato ($\text{SO}_4^{2-} = 96$)?

R. Rispettivamente 56 g, 152 g e 96 g.

M. Errore. Le sono sfuggiti i prefissi. Una mole di Fe pesa 56 g; una *millimole* (mmol) di FeSO_4 pesa 152 mg (*milligrammi*); una kilomole (kmol) di SO_4^{2-} pesa 96 kg (*kilogrammi*).

Risponda, ora: qual è la massa di una mole di ossigeno?

R. Se intende ossigeno atomico, la massa di 1 mol di O è 16 g; se intende ossigeno molecolare, la massa di 1 mol di O_2 è 32 g.

D. Non è caduto nel tranello. Bisogna infatti evitare espressioni quali ad esempio «mole di idrogeno» e «mole di fosforo»: potrebbero generale equivoci. Si deve specificare: mole di H (1 g) mole di H_2 (2 g), mole di P (31 g), mole di P_4 (124 g).

Una formula di una sostanza o di un aggruppamento atomico rappresenta una mole di quella sostanza o di quell' aggruppamento atomico.

Esempio. La scritta H_2O rappresenta una formula di acqua ma anche una mole di H_2O (18 g).

Ora calcoli la massa in grammi di a) 3 mol di N_2 ; b) 5 nmol di SO_2 ; c) 1 μ mol di ipoazotide.

R. a) La massa di 3 mol di N_2 è $3(2 \times 14) \text{ g} = 84 \text{ g}$.
 b) La massa di 5 nmol (nanomoli) di SO_2 è $5(32 + 32) 10^{-9} \text{ g} = 320 \cdot 10^{-9} \text{ g} = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ g}$.
 c) Se per ipoazotide intende il diossido di azoto, la massa di 1 μ mol (micromole) di NO_2 è $(14 + 32) 10^{-6} \text{ g} = 46 \cdot 10^{-6} \text{ g} = 4,6 \cdot 10^{-5} \text{ g}$. Se invece per ipoazotide si intende il tetraossido di diazoto, la massa di 1 μ mol di N_2O_4 pesa il doppio cioè $9,2 \cdot 10^{-5} \text{ g}$.

M. Ora risponda: a) Quante moli di NaOH (m.f.r. = 40) sono contenute in 80 g di sodio idrossido? b) Quante moli di CH_3COOH (m.f.r. = 60) sono contenute in 0,36 g di acido acetico?

$$\text{R. a) } 80 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 2 \text{ mol} \qquad \text{b) } 0,36 \text{ g} \frac{1 \text{ mol}}{60 \text{ g}} = 0,006 \text{ mol}$$

12.3. Costante di Avogadro (N_A)

D. Detta anche numero di Avogadro (in onore del fisico italiano Amedeo Avogadro di Quaregna, 1776-1856) è il numero di molecole, atomi o ioni contenuto in una mole di qualsiasi sostanza.

$$N_A = (6,022\ 52 \pm 0,000\ 28) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} .$$

(si arrotonda di solito a $N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Scritta per esteso fa un certo effetto

$$600\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000\ 000 \text{ mol}^{-1} \text{ (seicentomila trilioni).}$$

La costante di Avogadro è un numero enorme. Secondo il Nobel F.W. Aston, se un bicchiere d'acqua venisse versato in mare e l'acqua del bicchiere si distribuisse in modo uniforme in tutti gli oceani, raccogliendo un bicchiere di acqua marina in qualsiasi punto del globo si troverebbero ancora 2000 molecole dell'acqua versata.

R. Costante di Avogadro e costante di Loschmidt sono sinonimi?

D. La costante di Loschmidt è il numero di molecole contenuto in 1 cm³ di gas in condizioni normali, $\sim 2,7 \cdot 10^{19}$.

Provi a calcolare il numero di atomi di carbonio (C = 12) contenuti in un diamante di tre carati (1 kt = 0,2 g). Il diamante è una varietà allotropica del carbonio.

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

Sono 30 000 000 000 000 000 000 000 atomi di carbonio.

D. Ora provi a calcolare la massa atomica assoluta, esprimendola in picogrammi (bilionesimi di grammo) dell'atomo di magnesio (Mg = 24,3).

$$\mathbf{R.} \quad 1 \text{ atomo} \frac{24,3 \text{ g}}{6 \cdot 10^{23} \text{ atomi}} = 4 \cdot 10^{-23} \text{ g} \quad 4 \cdot 10^{-23} \text{ g} \frac{10^{12} \text{ pg}}{1 \text{ g}} = 4 \cdot 10^{-11} \text{ pg}$$

12.4. Rapporto stechiometrico

R. In uno spot televisivo, un motorista parlava di rapporto stechiometrico. Di che cosa si tratta?

D. Il *rapporto stechiometrico* è il rapporto esistente tra le moli degli atomi o degli aggruppamenti atomici in una sostanza e tra le moli delle sostanze o degli aggruppamenti atomici coinvolti in una reazione chimica.

Esempi. a) Nell'acqua, il rapporto stechiometrico tra idrogeno e ossigeno è 2:1.
b) Nella reazione di combustione del butano ($\text{C}_4\text{H}_{10} + 6,5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 5\text{H}_2\text{O}$) il rapporto stechiometrico tra butano e ossigeno è 1: 6,5 e tra butano e diossido di carbonio è 1:4.

Nella reazione $2\text{NH}_3 + 2,5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{O}$, calcoli i rapporti stechiometrici a) tra ammoniaca (NH_3) e acqua; b) tra ammoniaca e ossido di azoto; c) tra ammoniaca e ossigeno; d) tra ossigeno e ossido di azoto; e) tra ossigeno e acqua.

R. Sono: a) 1:1,5; b) 1:1; c) 1:1,25; d) 1,25:1; e) 1,25: 1,5.

D. Ora risponda alla domanda: nella reazione $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, il rapporto stechiometrico tra H_2SO_4 (acido) e KOH (base) è 1:2. Significa che per neutralizzare 1 kg di acido solforico occorrono 2 kg di idrossido di potassio?

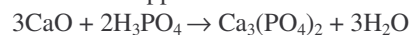
R. Sì, ma ho qualche dubbio...

D. E invece no. Non dimentichiamo che le formule rappresentano delle moli, quindi 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 moli è 1 : 2 ma il rapporto tra le masse è $98 : (2 \times 56) \approx 1 : 1,14$.

Tab. 12/4. Rapporti stechiometrici in alcune formule

NaCl	Na : Cl	1 : 1
H ₂ O	H : O	2 : 1
C ₄ H ₁₀	C : H	1 : 2,5
H ₂ SO ₄	H : S	2 : 1
	H : SO ₄	2 : 1
	H : O	1 : 2

Tab. 12/5. Rapporti stechiometrici *nella reazione*



CaO	: H ₃ PO ₄	3 : 2
CaO	: Ca ₃ (PO ₄) ₂	3 : 1
CaO	: H ₂ O	1 : 1
H ₃ PO ₄	: Ca ₃ (PO ₄) ₂	2 : 1
H ₃ PO ₄	: H ₂ O	2 : 3

Risponda ora alla domanda: 73 g di HCl (acido) si mescolano con 90 g di NaOH (base). Avviene la reazione: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$. La soluzione risultante è acida, basica o neutra? (HCl = 36,5; NaOH = 40).

R. 73 g sono 2 mol di HCl che richiedono 2 mol di NaOH cioè $2 \times 40 = 80$ g. La soluzione risultante è basica contenendo ancora $90 - 80 = 10$ g di NaOH.

12.5. Calcolo della composizione di un composto

D. 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. Per calcolare quanti grammi di platino sono contenuti in 5 g di acido esacloroplatinico H_2PtCl_6 (Pt = 195; Cl = 35,5) si farà

$$5 \text{ g} \frac{1 \text{ mol Pt}}{1 \text{ mol H}_2\text{PtCl}_6} = 5 \text{ g} \frac{195}{2 + 195 + (6 \times 35,5)} = 2,38 \text{ g Pt}$$

Ora calcoli lei quanti grammi di magnesio sono contenuti in 100 g di magnesio eptaossodifosfato ($\text{Mg} = 24,3$; $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 = 222,6$).

R.

$$100 \text{ g Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7} = 100 \text{ g} \frac{24,3 \text{ g}}{222,6 \text{ g}} = 10,9 \text{ g.}$$

D. Errato. Il rapporto stechiometrico tra Mg e $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ non è 1:1 ma 2:1 per cui la risposta esatta è

$$100 \text{ g Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7 \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7} = 100 \text{ g} \frac{(24,3 \times 2) \text{ g}}{222,6 \text{ g}} = 21,8 \text{ g Mg}$$

12.6. Calcolo della formula minima di un composto

D. 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. Così ad esempio, la formula minima dell'anidride fosforica (pentaossido di difosforo) P_2O_5 , informa soltanto che il rapporto stechiometrico fosforo-ossigeno è 1 : 2,5. In realtà questo composto è costituito da molecole P_4O_{10} (decaossido di tetrafosforo) avente quindi massa formale doppia.

L' *analisi elementare* di un composto è la determinazione delle parti in massa degli elementi presenti in 100 parti in massa del composto. Da

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

Esempio. Una sostanza organica, costituita da carbonio (C = 12), idrogeno (H = 1) e azoto (N = 14), all'analisi elementare ha dato i seguenti risultati: 65,6 % di C, 15,2 % di H, 19,1 % di N. Per trovare la formula minima si farà

$$\begin{array}{ccc} \frac{65,6 \text{ g}}{12} = 5,47 \text{ mol C} & \frac{15,2 \text{ g}}{1} = 15,2 \text{ mol H} & \frac{19,1 \text{ g}}{14} = 1,35 \text{ mol N} \end{array}$$

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.

A lei, ora: il vanadio forma quattro ossidi: VO, V₂O₃, VO₂ e V₂O₅. Uno di questi, sottoposto all'analisi elementare, risulta contenere approssimativamente il 55 % di vanadio (V = 51) e il 45 % di ossigeno. Di quale ossido si tratta?

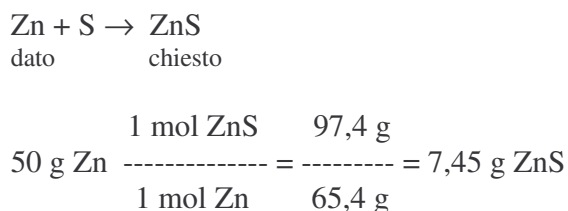
R. $55 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 51 \text{ g} = 1,1 \text{ mol V}$ $45 \text{ g} \times 1 \text{ mol} / 16 \text{ g} = 2,8 \text{ mol O}$

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

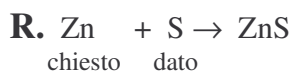
12.7. Calcoli stechiometrici sulle reazioni chimiche

D. 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.

Esempio. Per calcolare quanti grammi di zinco solfuro si ottengono facendo reagire con zolfo 50 g di polvere di zinco (Zn = 65,4; S = 32; ZnS = 97,4) si farà



Ora calcoli lei quanti kilogrammi di zinco reagiscono con 2 kg di zolfo nella reazione precedente.

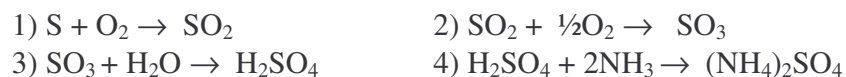


$$2 \text{ kg S} \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol S}} = 2 \text{ kg} \frac{65,4 \text{ kg}}{32 \text{ kg}} = 4,1 \text{ kg Zn}$$

D. Calcoli ora quanti kilogrammi di alluminio solfato decaoctaidrato $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ si ottengono trattando con acido solforico 2 kg di alluminio ($\text{Al} = 27$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$; $\text{S} = 32$).

R. $2 \text{ kg Al} \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol Al}} = 24,7 \text{ kg del sale}$

D. *Un ultimo esempio.* L'ammonio solfato $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ è un fertilizzante ottenuto industrialmente trattando l'acido solforico (H_2SO_4) con ammoniaca (NH_3); l'acido solforico si produce per assorbimento in acqua dell'anidride solforica (SO_3) ottenuta dall'anidride solforosa (SO_2) prodotta nella combustione dello zolfo. Calcoliamo quante tonnellate di zolfo ($\text{S} = 32$) si devono teoricamente bruciare per produrre una tonnellata di ammonio solfato. Le reazioni successive sono:



A prima vista, la soluzione del problema sembra lunga e complessa, ma non è vero. Poiché tutto lo zolfo da cui si parte si ritrova nell'ammonio solfato, ultimo anello della catena, possiamo ignorare i composti intermedi; è sufficiente prendere in considerazione soltanto il rapporto $\text{S} : (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ che è 1:1.

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

12.8. Resa di una reazione chimica

D. Qualsiasi operazione fisica e chimica non conduce mai alle quantità teoricamente previste per molteplici ragioni: reagenti impuri, evaporazione di liquidi, perdite di gas 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.

Esempio. Proviamo a calcolare il rendimento della reazione $\text{CaSO}_3 + \text{NaNO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{NaNO}_2$ se, partendo da 50 g di sodio nitrato ($\text{NaNO}_3 = 85$), sono stati ottenuti 28,7 g di sodio nitrito ($\text{NaNO}_2 = 69$).

$$50 \text{ g NaNO}_3 \frac{1 \text{ mol NaNO}_2}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 41 \text{ g teorici NaNO}_2$$

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

Ora risolva questo esercizio. 50 kg di sodio solfato (Na_2SO_4) si riscaldano con carbone; calcoli i kilogrammi di sodio solfuro ($\text{Na}_2\text{S} = 78$) 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 %.

$$\mathbf{R.} \quad 50 \text{ kg Na}_2\text{SO}_4 \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 27 \text{ kg teorici di Na}_2\text{S}$$

$$40 \% \text{ di } 27 \text{ kg} = 40 \times 27 / 100 = 11 \text{ kg reali Na}_2\text{S.}$$