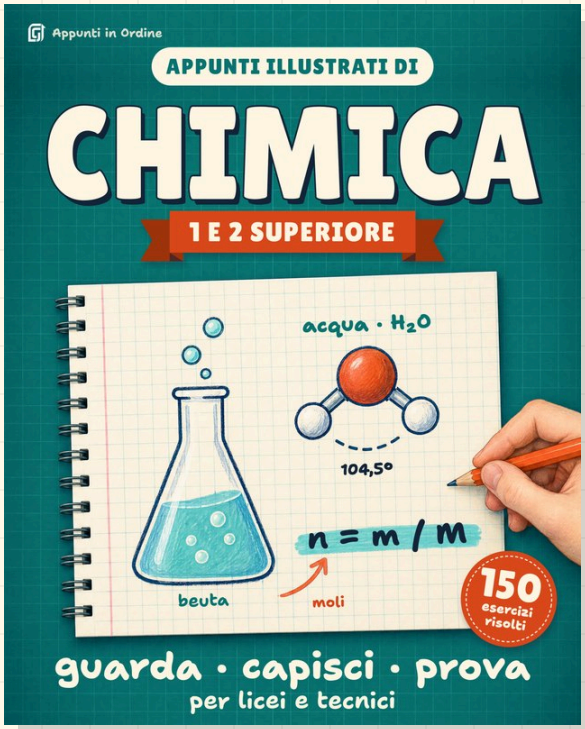
Appunti in Ordine

Una collana di GCJ Editor



Estratto gratuito

Appunti illustrati di Chimica, 1 e 2 superiore

guarda, capisci, prova, 150 esercizi risolti per licei e tecnici

Dentro, le pagine vere del libro:

Pagine 4-5 · indice
Pagina 11 · 1.2 Massa, volume e densità
Pagina 37 · 5.2 La mole
Pagina 42 · Riepilogo: mole e formule
Pagina 77 · 11.2 Bilanciare passo passo
Pagina 112 · Soluzioni svolte, con l'esercizio 45 di pagina 37

82
argomenti, uno per pagina

150
esercizi risolti

122
pagine a colori

Le pagine sono stampate così come sono nel libro, con i loro numeri. Il libro intero si compra su Amazon.it.

© 2026 GCJ Editor · Appunti illustrati di Chimica, 1 e 2 superiore · estratto gratuito

Indice

K La matematica della chimica ●
- K1 Potenze di 10 e notazione scientifica ... 8
- K2 Proporzioni, percentuali e conversioni ... 9

1 Misure e grandezze ●
- 1.1 Grandezze e unità del SI ... 10
- 1.2 Massa, volume e densità ... 11
- 1.3 Temperatura e calore, Celsius e kelvin ... 12
- 1.4 Strumenti e misure ... 13
- 1.5 In laboratorio: sicurezza e simboli di pericolo ... 14
- R1 Riepilogo: misure e grandezze ... 15

2 La materia e i suoi stati ●
- 2.1 Gli stati di aggregazione ... 16
- 2.2 Il modello particellare: atomi, molecole, ioni ... 17
- 2.3 I passaggi di stato ... 18
- 2.4 Curve di riscaldamento e raffreddamento ... 19
- 2.5 Riconoscere una sostanza pura: fusione ed ebollizione ... 20
- 2.6 Trasformazioni fisiche e chimiche ... 21
- 2.7 Riconoscere e rappresentare una reazione ... 22
- R2 Riepilogo: la materia e i suoi stati ... 23

3 Sostanze e miscugli ●
- 3.1 Elementi e composti ... 24
- 3.2 Miscugli eterogenei ... 25
- 3.3 Miscugli omogenei ... 26
- 3.4 Separare 1: filtrazione, decantazione, centrifugazione ... 27
- 3.5 Separare 2: distillazione, cristallizzazione, cromatografia, estrazione ... 28
- R3 Riepilogo: sostanze e miscugli ... 29

4 Leggi ponderali e atomo di Dalton ●
- 4.1 Lavoisier ... 30
- 4.2 Proust ... 31
- 4.3 Dalton, proporzioni multiple ... 32
- 4.4 La teoria atomica di Dalton ... 33
- 4.5 Simboli e formule: cosa dice una formula ... 34
- R4 Riepilogo: leggi ponderali e atomo di Dalton ... 35

5 Mole e formule ●
- 5.1 Massa atomica e molecolare ... 36
- 5.2 La mole ... 37
- 5.3 Avogadro: contare le particelle ... 38
- 5.4 Massa molare: da grammi a moli ... 39
- 5.5 Composizione percentuale ... 40
- 5.6 Formula minima e molecolare ... 41
- R5 Riepilogo: mole e formule ... 42

6 I gas ⬢
- 6.1 Boyle, Charles, Gay-Lussac ... 43
- 6.2 Equazione di stato ... 44
- 6.3 Avogadro e volume molare ... 45
- R6 Riepilogo: i gas ... 46

7 L'atomo ●
- 7.1 Le particelle dell'atomo ... 47
- 7.2 Numero atomico, di massa, isotopi ... 48
- 7.3 Thomson e Rutherford ... 49
- 7.4 Bohr, livelli di energia, saggio alla fiamma ... 50
- 7.5 Gli orbitali ... 51
- 7.6 La configurazione elettronica ... 52
- 7.7 Elettroni di valenza e simboli di Lewis ... 53
- R7 Riepilogo: l'atomo ... 54

8 La tavola periodica ●
- 8.1 Mendeleev ... 55

8.2 Gruppi e periodi 56
8.3 Metalli, non metalli, semimetalli 57
8.4 Tavola e configurazione 58
8.5 Proprietà periodiche 59
R8 Riepilogo: la tavola periodica 60

9 I legami
9.1 Ottetto ed elettronegatività 61
9.2 Legame ionico 62
9.3 Legame covalente 63
9.4 Legame metallico 64
9.5 La forma delle molecole 65
9.6 Molecole polari e apolari 66
9.7 Forze intermolecolari e legame a idrogeno 67
R9 Riepilogo: i legami 68

10 Nomenclatura
10.1 Valenza e numero di ossidazione 69
10.2 Ossidi e anidridi 70
10.3 Idrossidi 71
10.4 Acidi: idracidi e ossiacidi 72
10.5 I sali 73
10.6 Tradizionale e IUPAC a confronto 74
R10 Riepilogo: nomenclatura 75

11 Reazioni e stechiometria
11.1 Leggere un'equazione 76
11.2 Bilanciare passo passo 77
11.3 I tipi di reazione 78
11.4 Calcoli stechiometrici 79
11.5 Reagente limitante e resa 80
11.6 Energia nelle reazioni 81
R11 Riepilogo: reazioni e stechiometria 82

12 Le soluzioni
12.1 Solubilità 83
12.2 Concentrazioni percentuali 84
12.3 Molarità e molalità 85
12.4 Diluire e preparare una soluzione 86
12.5 Proprietà colligative 87
R12 Riepilogo: le soluzioni 88

13 Velocità ed equilibrio
13.1 Velocità di reazione e catalizzatori 89
13.2 Equilibrio chimico e costante 90
13.3 Le Châtelier 91
R13 Riepilogo: velocità ed equilibrio 92

14 Acidi, basi e redox
14.1 Acidi e basi: le teorie 93
14.2 pH e indicatori 94
14.3 Neutralizzazione, acidi forti e deboli 95
14.4 Ossidazione e riduzione, bilanciamento 96
14.5 Le pile e la corrosione 97
14.6 L'elettrolisi 98
R14 Riepilogo: acidi, basi e redox 99

15 Chimica organica, primi passi
15.1 Il carbonio e le catene 100
15.2 Gli idrocarburi e i loro nomi 101
15.3 I gruppi funzionali 102
15.4 Le biomolecole 103
R15 Riepilogo: chimica organica, primi passi 104

Come si usa il libro 3
Trova il tuo programma 6
Il mio piano di ripasso 7
Formulario 105
Tavola periodica 108
Soluzioni svolte 110
Indice analitico 118
Il tuo bonus 121
La collana e la recensione 122

1.2 Massa, volume e densità

Biennio · licei e tecnici

La regola

La **massa** è la quantità di materia, in kg o in g. Il **volume** è lo spazio che un corpo occupa, in m^3, L o mL. La **densità** è la massa contenuta in ogni unità di volume.

$d = m / V$ con m in g e V in mL: d in g/mL

Guarda



Esempio svolto

Un sasso ha massa 54 g. Immerso in un cilindro graduato, fa salire l'acqua da 50 mL a 70 mL. Qual è la sua densità?

1. Volume del sasso: 70 − 50 = 20 mL
2. Densità: $d = \frac{54\ g}{20\ mL} = \mathbf{2{,}7\ g/mL}$
3. Unità: grammi diviso millilitri danno g/mL.

Errore tipico

✗ «Un chilo di ferro ha più massa di un chilo di piume.»

✓ Hanno la stessa massa, 1 kg. Il ferro ha più densità: la stessa massa sta in un volume molto più piccolo.

Dove la incontri. In un bicchiere d'acqua: il ghiaccio galleggia perché ha densità minore dell'acqua liquida.

Prova tu

7. Un blocchetto di metallo ha massa 40 g e volume 5,0 cm^3. Calcola la sua densità.
8. Una bottiglia contiene 500 mL di olio d'oliva, che ha densità 0,92 g/mL. Qual è la massa dell'olio?

Controlla dopo. **7** 8,0 g/cm^3 · **8** 460 g · svolgimenti nelle soluzioni, esercizi 7 e 8.

5.2 La mole

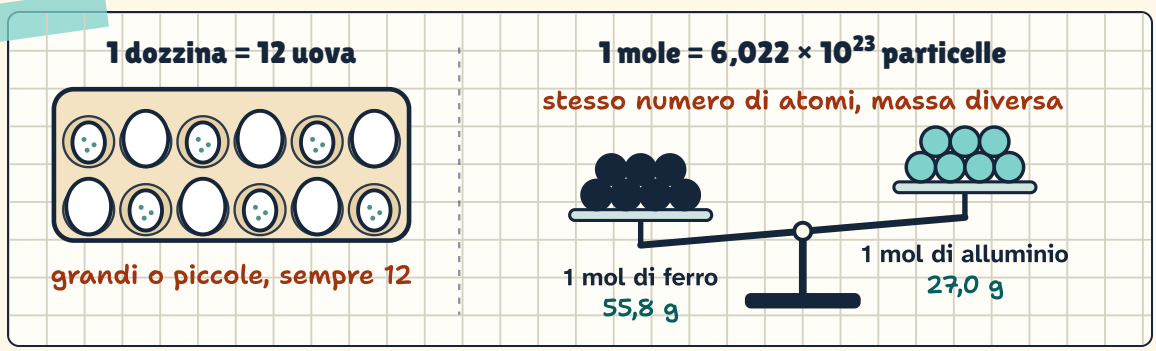
Biennio · licei e tecnici

La regola

La **mole** (simbolo mol) è l'unità della quantità di sostanza. Una mole contiene sempre lo stesso numero di particelle, il **numero di Avogadro**. Funziona come la dozzina: conta gli oggetti, non la loro massa.

1 mol = 6,022 × 10^{23} particelle

Guarda



Esempio svolto

Hai 3,0 mol di ferro e 3,0 mol di alluminio. Quale mucchietto contiene più atomi?

1. Una mole contiene sempre 6,022 × 10^{23} particelle.
2. Atomi: 3,0 × 6,022 × 10^{23} = **1,8 × 10^{24} in tutti e due**.
3. Le masse no: un atomo di ferro ha più massa (5.4).

Errore tipico

✗ «Una mole di ferro e una mole di alluminio hanno la stessa massa.»

✓ Stesso numero di atomi, non stessa massa: 12 uova di quaglia e 12 di struzzo sono sempre una dozzina.

Dove la incontri. Negli esami del sangue di molti paesi il glucosio si misura in millimoli per litro (mmol/L).

Prova tu

44 Hai 1 mol di acqua (18,0 g) e 1 mol di zucchero da tavola (342 g). Quale contiene più molecole?

45 Una moneta contiene 0,050 mol di rame. Quanti atomi di rame contiene?

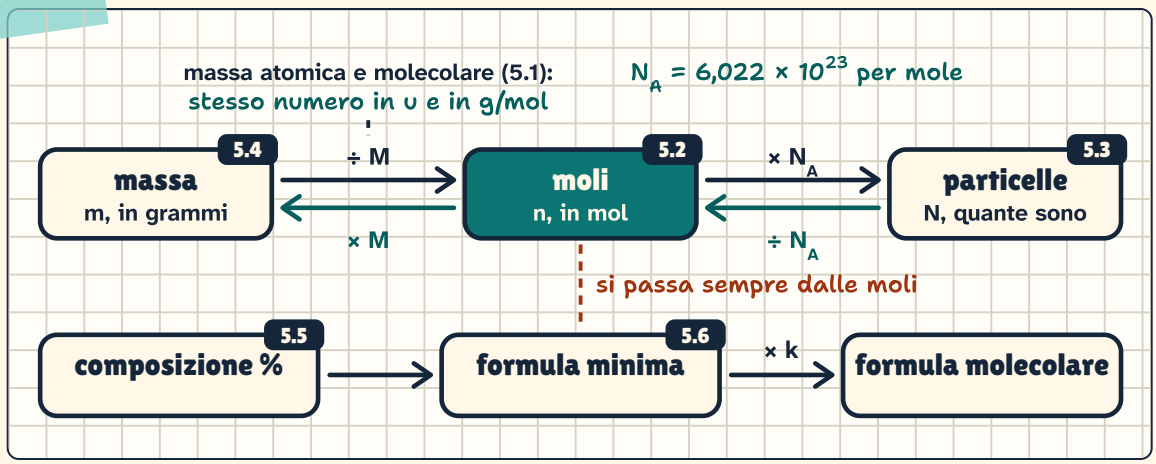
Controlla dopo. 44 lo stesso numero: 6,022 × 10^{23} molecole in tutti e due; cambia solo la massa · **45** 3,0 × 10^{22} atomi di rame · svolgimento nelle soluzioni, esercizio 45.

R5

Riepilogo: mole e formule

Biennio · licei e tecnici

Mappa del blocco



Formule del blocco

n = m / M moli = massa (g) / massa molare (g/mol) — 5.4

N = n × N_A con $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}$ mol^{-1} — 5.3

% elemento = massa dell'elemento / M × 100 per 1 mol di composto — 5.5

formula molecolare = formula minima × k con k = M / M(minima) — 5.6

Prova tu

54 Quante molecole ci sono in 9,0 g di acqua? M(H_2O) = 18,0 g/mol

55 Un composto ha il 40,0% di carbonio, il 6,7% di idrogeno e il 53,3% di ossigeno; M = 180 g/mol. Trova formula minima e molecolare. Masse atomiche: C = 12,0 u · H = 1,0 u · O = 16,0 u

Controlla dopo. 54 $3{,}0 \times 10^{23}$ molecole · **55** CH_2O e $C_6H_{12}O_6$ · svolgimenti nelle soluzioni, esercizi 54 e 55.

11.2 Bilanciare passo passo

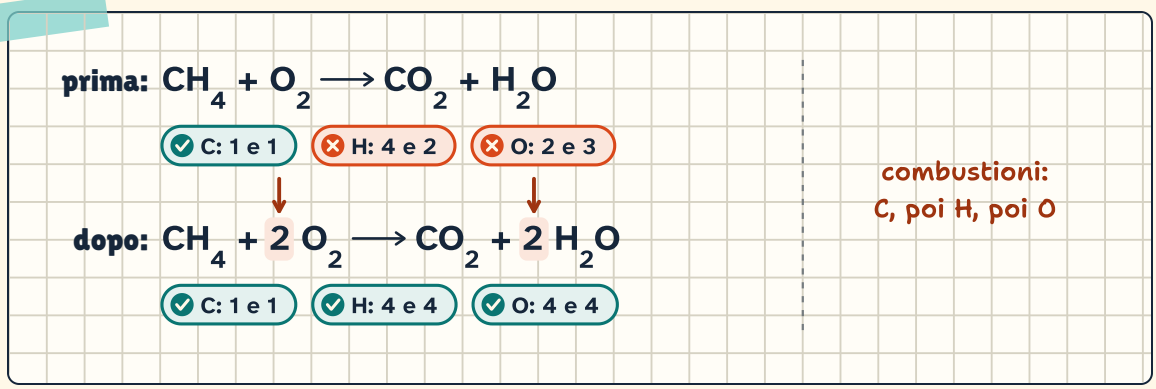
Tecnici e terza liceo

La regola

Gli atomi non si creano e non si distruggono (4.1). **Bilanciare** un'equazione vuol dire scegliere i coefficienti: ogni elemento deve avere gli stessi atomi nei due lati. I pedici non si cambiano mai.

atomi a sinistra = atomi a destra

Guarda



Esempio svolto

Bilancia l'equazione $Al + O_2 \longrightarrow Al_2O_3$.

1. Ossigeno: 2 a sinistra, 3 a destra; il minimo comune multiplo è 6.
2. Metti 3 davanti a O_2 e 2 davanti a Al_2O_3: 6 atomi di O per parte.
3. Ora gli atomi di Al a destra sono 4: **$4\,Al + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Al_2O_3$**.

Errore tipico

- «Per bilanciare $H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$ scrivo H_2O_2.»
- Cambiare un pedice cambia la sostanza: H_2O_2 è l'acqua ossigenata. Si cambiano i coefficienti: $2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$.

Dove la incontri. Nelle marmitte catalitiche delle auto: $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$ trasforma il monossido di carbonio, tossico.

Prova tu

107 Bilancia l'equazione $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$.

108 Bilancia la combustione del propano, $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$.

Controlla dopo. 107 $4\,Fe + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3$ · **108** $C_3H_8 + 5\,O_2 \longrightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$ · svolgimenti nelle soluzioni, esercizi 107 e 108.

Soluzioni svolte

Esercizio 45 · 5.2

1. Ogni mole contiene $6{,}022 \times 10^{23}$ atomi.
2. Da moli ad atomi: $0{,}050 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 3{,}0 \times 10^{22}$ atomi di rame

Esercizio 46 · 5.3

1. Da moli a molecole: $N = n \times N_A = 0{,}25 \times 6{,}022 \times 10^{23} = 1{,}5 \times 10^{23}$ molecole
2. Ogni molecola O_2 ha 2 atomi: $2 \times 1{,}5 \times 10^{23} = 3{,}0 \times 10^{23}$ atomi

Esercizio 47 · 5.3

1. Da atomi a moli: $n = \dfrac{N}{N_A}$
2. $n = \dfrac{1{,}2 \times 10^{24}}{6{,}022 \times 10^{23}} = 2{,}0 \text{ mol}$

Esercizio 48 · 5.4

1. Da grammi a moli: $n = \dfrac{m}{M}$
2. $n = \dfrac{90 \text{ g}}{18{,}0 \text{ g/mol}} = 5{,}0 \text{ mol}$

Esercizio 49 · 5.4

1. Da moli a grammi: $m = n \times M$
2. $m = 0{,}200 \text{ mol} \times 58{,}5 \text{ g/mol} = 11{,}7 \text{ g}$

Esercizio 50 · 5.5

1. In 1 mol di CO_2 ci sono 12,0 g di carbonio e $2 \times 16{,}0 = 32{,}0$ g di ossigeno.
2. Carbonio: $\dfrac{12{,}0 \text{ g}}{44{,}0 \text{ g}} \times 100 = 27{,}3\%$
3. Ossigeno: $\dfrac{32{,}0 \text{ g}}{44{,}0 \text{ g}} \times 100 = 72{,}7\%$

Esercizio 51 · 5.5

1. Massa molare: $M(CH_4) = 12{,}0 + 4 \times 1{,}0 = 16{,}0$ g/mol
2. Carbonio: $\dfrac{12{,}0 \text{ g}}{16{,}0 \text{ g}} \times 100 = 75{,}0\%$

Esercizio 52 · 5.6

1. Prendi 100 g di composto: 75,0 g di carbonio e 25,0 g di idrogeno.
2. Da grammi a moli: C $\dfrac{75{,}0}{12{,}0} = 6{,}25$ mol · H $\dfrac{25{,}0}{1{,}0} = 25$ mol
3. Dividi per il numero più piccolo: C 1, H 4, quindi **CH_4**

Esercizio 53 · 5.6

1. Massa della formula minima: $M(CH_2) = 12{,}0 + 2 \times 1{,}0 = 14{,}0$ g/mol
2. Quante volte ci sta: $k = \dfrac{42{,}0}{14{,}0} = 3$
3. Moltiplica i pedici per 3: **C_3H_6**



Il libro intero è su Amazon.it

Appunti illustrati di Chimica, 1 e 2 superiore: 82 argomenti, uno per pagina, 150 esercizi risolti, 122 pagine a colori.

Acquista su Amazon.it

gcj-editor.com/vai/ch01/

Le altre materie della collana, con il loro estratto:

gcj-editor.com/appunti/

Prima capisci, poi ricordi.

© 2026 GCJ Editor · Appunti illustrati di Chimica, 1 e 2 superiore · estratto gratuito