

La Materia: Proprietà e Misure

1. Un aceto commerciale contiene il 5.1% di acido acetico. Calcolare la massa di acido acetico contenuta in 453.6 g dell'aceto. [23 g]
2. Calcolare la massa di un cilindro di acciaio inossidabile ($d = 7.75 \text{ g cm}^{-3}$) avente un'altezza di 12.05 cm ed un raggio di 3.55 cm. [3.70 kg]
3. Indicate se i dati sotto riportati sono numeri esatti o quantità misurate soggette ad incertezza: (a) il numero di arance in una dozzina; (b) il numero di litri necessari a riempire il serbatoio di un'auto; (c) la distanza tra la terra e il sole; (d) il numero di giorni del mese di Gennaio; (e) l'area di un parcheggio cittadino. [(a) esatto, (b) non esatto, (c) non esatto, (d) esatto, (e) non esatto]
4. Il palmo, un'unità non contemplata dal SI ma ancora usata in equitazione, equivale a 4 pollici. Qual'è l'altezza, in metri, di un cavallo che è alto esattamente 16 palmi? Un pollice corrisponde a 2.54 cm. [1.63 m]
5. Una soluzione acquosa di saccarosio al 15.3% ha una densità di 1.059 g cm^{-3} . Calcolare (a) la densità della soluzione espressa in kg m^{-3} ; (b) la massa di saccarosio, in grammi, contenuta in 3.05 L di questa soluzione; (c) il volume di soluzione, in litri, contenente 6.66 g di saccarosio. [(a) $1.059 \cdot 10^3 \text{ kg m}^{-3}$, (b) $4.94 \cdot 10^2 \text{ g}$, (c) $4.35 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$]
6. Un termometro Fahrenheit ed uno Celsius vengono immersi nello stesso mezzo per misurarne la temperatura. A quale temperatura Celsius il valore numerico letto sul termometro Fahrenheit sarà: (a) uguale a quello letto sul termometro Celsius? (b) il doppio di quello letto sul termometro Celsius? (c) un sesto di quello letto sul termometro Celsius? (d) 200 gradi superiore a quello letto sul termometro Celsius? [(a) -40°C , (b) 160°C , (c) -19.5918°C , (d) 210°C]
7. Un picnometro vuoto pesa 25.60 g e 33.55 una volta riempito con acqua pura a 20°C . La densità dell'acqua a 20°C è 0.9982 g cm^{-3} . Quando si pongono 10.20 g di piombo nel picnometro ed il picnometro viene riempito di nuovo con acqua a 20°C , la massa totale risulta 44.83 g. Calcolare la densità del piombo in g cm^{-3} . [11 g cm^{-3}]
8. A 25°C l'acqua ha una densità di 0.997 g cm^{-3} . Calcolare (a) la massa, in kg, di 500.2 cm^3 d'acqua a 25°C ; (b) il volume, in m^3 , occupato da $12.3 \cdot 10^6 \text{ g}$ di acqua a 25°C . [(a) 0.4987 kg, (b) 12.3 m^3]
9. La temperatura della superficie del sole è $5.50 \cdot 10^3^\circ\text{C}$. Esprimere questo valore in gradi kelvin. [$5.77 \cdot 10^3 \text{ K}$]
10. La massa di una gemma è spesso misurata in 'carati' (1 carato = 0.200 g). La produzione mondiale annuale di diamanti è valutata 12.5 milioni di carati. Esprimere questo massa in grammi. [$2.50 \cdot 10^6 \text{ g}$]

Quantità di sostanza

1. Calcolare la massa di un atomo di carbonio 12. [1.9926466·10⁻²³ g]
2. Determinare l'unità di massa atomica. [1.6605389·10⁻²⁴ g]
3. Calcolare l'energia nucleare molare del nuclide carbonio 12. [-8.8922638 PJ mol⁻¹]
4. Calcolare la massa molare del cloro. [35.4527 g mol⁻¹]
5. Calcolare la massa in grammi di carbonio presente in 250.0 g di saccarosio, C₁₂H₂₂O₁₁. [105.3 g]
6. Calcolare la quantità di zolfo che può essere ricavata da 0.200 kg di una miscela costituita da NiS (65.1%) ed Al₂S₃ (34.9)%. [2.83 mol]
7. Un elemento, costituito da due soli isotopi, possiede una massa molare di 39.103 g mol⁻¹. L'isotopo più leggero, la cui abbondanza è pari al 93.6%, ha una massa molare di 38.963 g mol⁻¹. Si calcoli la massa molare dell'isotopo più pesante dell'elemento. [41 g mol⁻¹]
8. Un elemento, la cui massa molare è 10.810 g mol⁻¹, è costituito da due isotopi la cui massa molare è, rispettivamente, 10.013 e 11.009 g mol⁻¹. Calcolare la composizione della miscela isotopica dell'elemento. [20%, 80%]
9. Un minerale contiene il 17.0% di FeS₂. Si calcoli la massa di minerale che contiene 13.5 g di ferro. [171 g]
10. Il metanolo, CH₃OH, è un liquido la cui densità è 0.792 g cm⁻³. Si calcoli la massa di idrogeno contenuta in 6.50·10² cm³ di metanolo. [64.3 g]
11. Calcolare: (a) la percentuale di acqua presente nel solfato di calcio biidrato, CaSO₄·2H₂O; (b) la perdita di massa subita da 0.140 kg di questo sale se tutta l'acqua viene allontanata per riscaldamento. [(a) 20.92705 %; (b) 29 g]
12. Calcolare la composizione percentuale di: (a) C₆H₆; (b) C₂H₂; (c) Al₂(SO₄)₃; (d) KIO₃.
[(a) 92.258 % C, 7.7421 % H; (b) 92.258 % C, 7.7421 % H;
(c) 15.7716 % Al, 28.115 % S, 56.1130 % O; (d) 18.27015 % K, 59.30089 % I, 22.42896 % O]
13. L'analisi di un composto organico ha fornito i seguenti risultati: C, 14.3%; H, 1.2%; Cl, 84.5%. Si determini: (a) la formula elementare del composto; (b) la formula molecolare, considerando che la sua massa molare deve essere compresa fra 150 e 200 g mol⁻¹.
[(a) CHCl₂; (b) C₂H₂Cl₄]
14. Dall'analisi di un campione grezzo di galena (solfo di piombo) si ottiene che il contenuto di Pb è il 22.50% in massa. Calcolare la percentuale di PbS nel campione. [26.0 %]
15. 3.32 g del solfo di un metallo con formula generica MS sono trasformati in 2.76 g del corrispondente ossido MO. Calcolare il peso atomico del metallo M. [63 g mol⁻¹]
16. Un elemento X forma con il cloro un composto di formula XCl₃. La percentuale di cloro nel composto è 79.76%. Calcolare il peso atomico dell'elemento X. [26.99 g mol⁻¹]
17. Un sale idrato è composto dagli elementi Na, H, P, O con le seguenti percentuali: Na, 12.84%; P, 8.66%; H, 7.03%; O, 71.74%. Inoltre la percentuale di acqua di cristallizzazione è 60.35%. Calcolare la formula empirica del sale idrato. [Na₂HPO₄·12H₂O]

Quantità di sostanza

18. È stato trovato che 6.194 g di fosforo reagiscono con 4.800 g di ossigeno per formare un composto. Trovare la formula empirica del composto. $[P_2O_3]$
19. 1.000 g di una miscela di AgCl e AgBr contengono 5.986 mmol di Ag. Calcolare la composizione percentuale della miscela. $[39.98\% \text{ AgCl}, 60.02\% \text{ AgBr}]$
20. Il fluoro e l'ossigeno formano due composti: nel primo la percentuale di fluoro è 70.37 (in massa) e nel secondo essa è 54.29. Calcolare: (a) la massa di fluoro combinata con un grammo di ossigeno in ciascuno dei due composti; (b) le formule empiriche dei due composti. $[(a) 2.375 \text{ g}, 1.188 \text{ g}; (b) OF_2, OF]$
21. Uno degli isotopi del ferro può essere indicato come ^{57}Fe oppure come Fe-57, ma non come $_{26}\text{Fe}$. Perché? $[L'isotopo è caratterizzato dal numero di massa]$
22. L'isotopo del sodio ^{24}Na viene usato come tracciante nelle cellule del sangue. Calcolare: (a) quanti sono i protoni presenti nel nucleo; (b) quanti sono i neutroni presenti nel nucleo; (c) quanti sono gli elettroni in un atomo di sodio-24; (d) quanti sono gli elettroni e i protoni in uno ione Na^+ . $[(a) 11; (b) 13; (c) 11; (d) 10]$
23. Calcolare il rapporto fra le masse di un atomo di ferro ed un atomo di: (a) Sc; (b) Mo; (c) tellurio. $[(a) 1.242; (b) 0.5821; (c) 0.43766]$
24. Assumendo che la massa molare del ^{12}C sia 1.000 g mol^{-1} , invece di 12 g mol^{-1} , quale sarebbe il peso atomico di: (a) Na, (b) C; (c) Ne. $[(a) 1.916; (b) 1.001; (c) 1.682]$
25. Il rame è costituito da due isotopi con masse molari 62.96 (70.5%) e 64.96 (29.5). Calcolare il peso atomico del rame. $[63.55]$
26. Il magnesio in natura è costituito da tre isotopi: ^{24}Mg , ^{25}Mg e ^{26}Mg , con pesi atomici rispettivamente 23.985042, 24.985837 e 25.982593. Le loro abbondanze naturali sono 78.99, 10.00 e 11.01%. Calcolare la massa molare del magnesio. $[24.31 \text{ g mol}^{-1}]$
27. Il bromo è costituito da due isotopi naturali con masse molari di 78.92 e 80.92 g mol^{-1} , rispettivamente. Calcolare l'abbondanza naturale dei due isotopi. $[50.8\%, 49.2\%]$
28. Il silicio naturale è costituito da tre isotopi (^{28}Si , ^{29}Si e ^{30}Si) con masse molari di 27.977, 28.977 e 29.974 g mol^{-1} , rispettivamente. Dato che l'abbondanza naturale del ^{29}Si è del 4.70%, calcolare l'abbondanza degli altri due isotopi. $[92.2\%, 4.70\%, 3.08\%]$
29. Indicare il numero di protoni e di elettroni in: (a) uno ione Cr^{3+} ; (b) uno ione Cr^{2+} ; (c) una molecola di HCl; (d) una molecola di acqua. $[(a) 24, 21; (b) 24, 22; (c) 18, 18; (d) 10, 10]$
30. Completare la seguente tabella:

Specie	N° di neutroni	N° di protoni	N° di elettroni
^{45}Sc	16	16	18
^{206}Tl	34	30	28

$[prima\ riga: 24, 21, 21; seconda\ riga: ^{32}\text{S}; terza\ riga: 125, 81, 81; quarta\ riga: ^{64}\text{Zn}^{2+}]$

31. Indicare le formule di tutti i composti ionici che si possono formare per combinazione dei seguenti ioni: Na^+ , Ca^{2+} , S^{2-} o I^- . $[\text{Na}_2\text{S}, \text{NaI}, \text{CaS}, \text{CaI}_2]$

Quantità di sostanza

32. Il peso atomico del molibdeno è 95.94. Calcolare: (a) la massa in grammi di un atomo di molibdeno; (b) il numero di atomi contenuto in 1.000 mg di molibdeno.
[(a) $1.593 \cdot 10^{-22}$ g; (b) $6.277 \cdot 10^{18}$]
33. Determinare la massa di: (a) $2.2 \cdot 10^{15}$ atomi di argento; (b) il numero di atomi contenuti in un decigrammo di Ag.
[(a) $3.94 \cdot 10^{-7}$ g; (b) $5.582870 \cdot 10^{20}$]
34. Mediamente una goccia d'acqua pesa 63 mg. Calcolare la massa in tonnellate di un numero di gocce d'acqua pari alla costante di Avogadro.
[$3.8 \cdot 10^{16}$ Mg]
35. Quanti elettroni ci sono in: (a) un atomo di bromo; (b) una mole di Br; (c) 0.01875 mol di Br₂; (d) 0.01875 g di Br₂.
[(a) 35; (b) $2.1077495 \cdot 10^{25}$; (c) $2.258 \cdot 10^{22}$; (d) $1.413 \cdot 10^{20}$]
36. Calcolare la massa molare di: (a) Si; (b) SiCl₄; (c) C₁₂H₂₂O₁₁.
[(a) 28.0855 g mol⁻¹; (b) 169.8963 g mol⁻¹; (c) 342.300 g mol⁻¹]
37. Convertire in moli le seguenti masse: (a) 1.34 g di H₂O; (b) 1.34 g di N₂O; (c) 1.34 g di Cu.
[(a) 0.0744 mol; (b) 0.0304 mol; (c) 0.0211 mol]
38. Calcolare la massa in grammi di 2.42 mol di: (a) H; (b) H₂; (c) H₂O; (d) H₂O₂.
[(a) 2.44 g; (b) 43.6 g; (c) 82.3 g]

39. Completare la seguente tabella per l'acetone, C₃H₆O:

Quantità (mol)	N° di molecole	Massa (g)	N° di atomi di C
		0.0880	
0.00500			
	$1.0 \cdot 10^9$		
			$1.0 \cdot 10^{20}$

[prima riga: 0.001515, $9.124 \cdot 10^{20}$, $2.737 \cdot 10^{21}$; seconda riga: $3.01 \cdot 10^{21}$, 0.290, $9.03 \cdot 10^{21}$; terza riga: $1.7 \cdot 10^{-15}$, $9.6 \cdot 10^{-14}$, $3.0 \cdot 10^9$; quarta riga: $5.5 \cdot 10^{-5}$, $3.3 \cdot 10^{19}$, $3.2 \cdot 10^{-3}$]

40. La densità dell'etanolo, C₂H₅OH, è 0.785 g cm⁻³ a 25.0 °C. Calcolare: (a) la massa molare di C₂H₅OH; (b) la quantità in mol di 252 cm³ di etanolo; (c) la massa di 1.62 mol di etanolo.
[(a) 46.069 g mol⁻¹; (b) 4.29 mol; (c) 74.6 g]
41. Si devono preparare in laboratorio le seguenti soluzioni acquose: (a) 0.240 dm³ di NaOH 3.00 M; (b) 0.100 dm³ di KNO₃ 6.00 M. Indicare il procedimento da seguire partendo da solidi puri ed acqua.
[28.8 g NaOH, 60.7 g KNO₃]
42. La concentrazione di una soluzione acquosa di HCl è 6.00 mol dm⁻³. Calcolare: (a) la quantità, in moli, di HCl in 10.2 cm³ di soluzione; (b) il volume di soluzione contenente 0.100 mol di HCl.
[(a) 0.0612 mol; (b) 16.7 cm³]
43. Completare la seguente tabella per soluzioni acquose:

soluto	Massa di soluto (g)	Volume (dm ³)	Molarità (M)
NaHCO ₃	2.52	0.125	
C ₃ H ₈ O ₃		0.800	3.50
SrCl ₂	2.30		1.45
Fe(NO ₃) ₃		0.300	0.275

[prima riga: 0.240; seconda riga: 258; terza riga: 0.0100; quarta riga: 14.8]

Quantità di sostanza

44. Indicare quale delle seguenti affermazioni è vera e quale è falsa: (a) un anione monoatomico contiene meno protoni del corrispondente atomo neutro; (b) una mole di H_2 è più pesante di una mole di He ; (c) uno ione monoatomico con carica $3-$ è più pesante dell'atomo neutro da cui deriva; (d) la massa di una mole di H_2O è uguale alla massa di una molecola di H_2O .
[falsa, falsa, vera falsa]
45. La formula della morfina, un narcotico analgesico, è $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{NO}_3$. Calcolare: (a) quanti atomi ci sono in una molecola; (b) qual elemento contribuisce meno alla massa molare; (c) quanti atomi di carbonio sono contenuti in 10.0 mg di morfina.
[(a) 40; (b) azoto; (c) $3.59 \cdot 10^{20}$]
46. Disporre le seguenti entità in ordine decrescente di massa: (a) una molecola di Cl_2 ; (b) $1.0 \cdot 10^{-23}$ mol di Cl ; (c) $1.0 \cdot 10^{-23}$ g di cloro; (d) un atomo di cloro.
[(b) (a) (d) (c)]

Struttura Elettronica degli Atomi

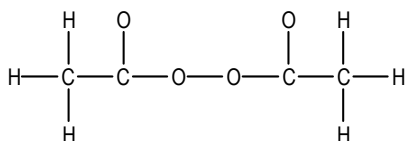
- Quali sono i valori possibili di m_l per: (a) $l = 1$; (b) $l = 2$; (c) $n = 2$
[(a) -1 0 1; (b) -2 -1 0 1 2, (c), 0, -1 0 1]
- Quando $n = 4$, quali sono i valori di l possibili? Indicare per ogni valore di l il simbolo del corrispondente sottolivello.
- Determinare il numero di elettroni contenuto in: (a) il livello principale $n = 3$; (b) un sottolivello 3d; (c) un orbitale 3d.
[(a) fra 0 e 18; (b) fra 0 e 10, (c), fra 0 e 2]
- Calcolare: (a) il valore minimo di n per $l = 3$; (b) il numero di orbitali in un sottolivello con $l = 2$; (c) il numero di sottolivelli differenti quando $n = 2$. Qual è la lettera usata per indicare il sottolivello con $l = 3$.
- Indicare i simboli di tutti gli elementi aventi: (a) nessun elettrone p; (b) da due a quattro elettroni d; (c) da due a quattro elettroni s.
[(a) fra 0 e 18; (b) fra 0 e 10, (c), fra 0 e 2]
- Indicare quali delle seguenti configurazioni elettroniche appartengono ad atomi allo stato fondamentale, quali a stati eccitati, oppure sono impossibili: (a) $1s^1 2s^1$; (b) $1s^2 2s^2 2p^3$; (c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3 4s^1$; (d) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4s^3 3d^2$; (e) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^6 4f^4$; (f) $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2$.
- Scrivere il diagramma per gli orbitali di: (a) Si; (b) Mn; (c) Al; (d) Ne.
- Riportare il numero di elettroni spaiati presenti in un atomo di: (a) N; (b) Mg; (c) Ti.
[(a) 3; (b) 0, (c), 2]
- Scrivere i valori dei quattro numeri quantici per: (a) gli elettroni 4s del potassio; (b) tutti gli elettroni 3d del Co; (c) tutti gli elettroni p dello S.
- Delle seguenti serie di numeri quantici degli elettroni, indicare quelle che non sono possibili e spiegare il perché: (a) 2,2,1,+1/2; (b) 3,2,0,-1/2; (c) 3,2,-3,+1/2; (d) 2,1,0,1; (e) 4,0,0,+1/2.
[(a) impossibile; (b) possibile; (c), impossibile; (d) impossibile; (e) possibile]
- Fare delle osservazioni critiche alle seguenti affermazioni: (a) l'energia di un fotone è inversamente proporzionale alla frequenza; (b) l'energia dell'elettrone dell'idrogeno è inversamente proporzionale al numero quantico principale; (c) gli elettroni iniziano ad entrare nel quarto livello principale non appena il terzo è completo.
- Indicare il numero atomico dell'elemento che chiude il settimo periodo.
- Classificare ciascuno dei seguenti elementi come metallo, non metallo o metalloide: (a) Mn; (b) Sb; (c) Br; (d) La; (e) No.

Legame Chimico

1. Scrivere le formule: (a) dei cationi che si formano da K, Ca e Sc; (b) degli anioni che si formano da S e Cl; (c) dei composti ionici contenenti un catione di quelli in (a) combinato con un anione di quelli in (b).
2. Scrivere le formule dei seguenti composti ionici: (a) azoturo di litio; (b) solfato di ferro; (c) nitrato di bario; (d) ossido di cromo.
3. Indicare il nome degli elementi per i quali: (a) l'anione con carica $2-$ è isoelettronico con Xe; (b) l'anione con carica $-$ è isoelettronico con He; (c) il catione con carica $2+$ ha lo stesso numero di elettroni di Cu^+ ; (d) l'anione con carica $3-$ ha lo stesso numero di elettroni di O^{2-} .
4. Scrivere le formule di quattro alogenuri di metalli del gruppo 1, in cui il catione e l'anione hanno la stessa configurazione elettronica.
5. Scrivere la configurazione elettronica di: (a) un atomo di Mg; (b) uno ione Mg^{2+} ; (c) un atomo di S; (d) uno ione S^{2-} ; (e) un atomo di Ti; (f) uno ione Ti^{2+} ; (g) uno ione Cr^{2+} ; (h) uno ione Cr^{3+} .
6. Quanti elettroni spaiati ci sono in ciascuno dei seguenti ioni: (a) Fe^{2+} ; (b) Fe^{3+} ; (c) Ni^{2+} ; (d) Cl^- .
7. Considerare le seguenti coppie di specie atomiche: (a) un atomo di Mg ed uno ione Mg^{2+} ; (b) un atomo di S ed uno ione S^{2-} ; (c) un atomo di Ti ed uno ione Ti^{2+} ; (d) uno ione Cr^{2+} ed uno ione Cr^{3+} . Stabilire per ogni coppia la specie che ha dimensioni maggiori.
8. Elencare le seguenti specie in ordine di raggio atomico o ionico decrescente: Na, K, Mg, Mg^{2+} .
9. Scrivere le strutture di Lewis di: (a) GeBr_4 ; (b) ClO_2^- ; (c) AsH_3 ; (d) NO^+ .
10. Scrivere le strutture di Lewis dei seguenti ioni poliatomici: (a) PO_4^{3-} ; (b) NO_3^- ; (c) SO_3^{2-} ; (d) ClO_4^- .
11. Scrivere le strutture di Lewis delle seguenti specie (lo scheletro è indicato dal modo con cui è scritta la formula): (a) HONO_2 ; (b) ClNO_2 ; (c) FNNF .
12. Scrivere la formula di Lewis per H_2CO_2 , sapendo che nella molecola è contenuto un legame fra i due atomi di ossigeno.
13. Esistono due composti isomeri aventi formula molecolare $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$. Scrivere la formula di struttura di Lewis di ciascuno dei due composti.
14. Scrivere la formula di una molecola che dovrebbe avere la stessa formula di struttura di Lewis di: (a) ClO^- ; (b) H_2PO_4^- ; (c) PH_4^+ ; (d) SiO_4^{4-} .
15. Scrivere una struttura di Lewis per: (a) SCN^- ; (b) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$; (c) NH_2OH ; (d) $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$.
16. Scrivere le strutture di Lewis per le seguenti specie che non obbediscono alla regola dell'ottetto: (a) NO; (b) PCl_5 ; (c) BCl_3 ; (d) CO^+ .
17. Scrivere le strutture di risonanza per le seguenti specie: (a) SO_3 ; (b) NO_2^- ; (c) SCN^- .
18. Scrivere la struttura di Lewis dell'acido azotidrico HN_3 e dell'ozono O_3 , con le formule limiti di risonanza.
19. Disporre i seguenti legami in ordine crescente di polarità: (a) P–O; (b) P–P; (c) P–C; (d) P–N.
20. Stabilire quale dei seguenti legami ha polarità maggiore: (a) I–Cl; (b) I–Br; (c) I–S; (d) I–I.

Legame Chimico

21. Indicare quale dei due atomi attrae maggiormente a sè la coppia elettronica in ciascuno dei seguenti legami: (a) C–Cl; (b) O–S; (c) H–F; (d) Cl–I.
22. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria delle seguenti specie molecolari: (a) CH₂Br₂, (b) COS, (c) NOCl, (d) NH₂Cl
23. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria dei seguenti anioni poliatomici: (a) CO₃²⁻, (b) NO₂⁻, (c) ClO₃⁻, (d) SCN⁻
24. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria molecolare delle specie la cui formula è la seguente: (a) H₃C–C–CH, (b) HCOOH, (c) H₂C–CH₂
25. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria delle seguenti specie: (a) HOCl, (b) C₂HCl, (c) OCN⁻, (d) HCO₂⁻
26. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria delle seguenti specie: (a) HOClO, (b) PO₄³⁻, (c) AsCl₃, (d) O₃
27. Per ciascuno degli ioni sottoelencati scrivere la formula di Lewis e determinare gli angoli di legame (a) MnO₄⁻, (b) NO₃⁻, (c) O₃²⁻, (d) NH₄⁺
28. Scrivere la formula di Lewis del perossido di acetile, indicando anche tutti gli angoli di legame; lo scheletro strutturale del composto organico si può ricavare dalla seguente formula



29. Determinare tutti gli angoli di legame presenti in ciascuno dei seguenti idrocarburi (a) C₂H₆, (b) C₂H₂, (c) H₃C CH CH CH₃
30. Determinare in quale, fra le seguenti molecole, è da attendersi un angolo di legame inferiore a 109.5° e spiegarne il motivo: SiH₄, (b) PH₃, (c) H₂S

Le Reazioni Chimiche

1. Bilanciare le seguenti reazioni:

- (a) $\text{Na}_2\text{SO}_4(s) + \text{C}(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{S}(s) + \text{CO}_2(g)$
- (b) $\text{HCl}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{Cl}_2(g)$
- (c) $\text{PCl}_3(l) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3(aq) + \text{HCl}(g)$
- (d) $\text{PbO}(s) + \text{NH}_3(g) \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{N}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- (e) $\text{Mg}_3\text{N}_2(s) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(s) + \text{NH}_3(g)$

[(a) $\text{Na}_2\text{SO}_4(s) + 2 \text{C}(s) \rightarrow \text{Na}_2\text{S}(s) + 2 \text{CO}_2(g)$; (b) $4 \text{HCl}(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + 2 \text{Cl}_2(g)$; (c) $2 \text{PCl}_3(l) + 3 \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 2 \text{H}_3\text{PO}_3(aq) + 6 \text{HCl}(g)$; (d) $3 \text{PbO}(s) + 2 \text{NH}_3(g) \rightarrow 3 \text{Pb}(s) + 3 \text{N}_2(g) + 3 \text{H}_2\text{O}(l)$; (e) $\text{Mg}_3\text{N}_2(s) + 6 \text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow 3 \text{Mg}(\text{OH})_2(s) + 2 \text{NH}_3(g)$]

2. Calcolare la massa di ossigeno che si ottiene nella decomposizione di 53.5 g di clorato di potassio, secondo la reazione da bilanciare: $\text{KClO}_3(s) \rightarrow \text{KCl}(s) + \text{O}_2(g)$. [21.0 g]

3. Calcolare la massa di KCl necessaria per preparare $1.75 \cdot 10^4 \text{ cm}^3$ di una soluzione acquosa di KCl 0.115 M. [150 g]

4. Bilanciare la reazione: $\text{NH}_3(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{NO}(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$. Calcolare la massa di NO (g) che si può produrre nella reazione di 18.0 g di $\text{NH}_3(g)$ con 32.2 g di $\text{O}_2(g)$. [24.2 g]

5. Bilanciare le seguenti reazioni:

- (a) $\text{C}_6\text{H}_{14}(l) + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- (b) $\text{Al}(s) + \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{AlCl}_3(s) + \text{H}_2(g)$
- (c) $\text{KClO}_3(s) \rightarrow \text{KClO}_4(s) + \text{KCl}(s)$

[(a) $2 \text{C}_6\text{H}_{14}(l) + 19 \text{O}_2(g) \rightarrow 12 \text{CO}_2(g) + 14 \text{H}_2\text{O}(l)$; (b) $2 \text{Al}(s) + 6 \text{HCl}(aq) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(s) + 3 \text{H}_2(g)$; (c) $4 \text{KClO}_3(s) \rightarrow 3 \text{KClO}_4(s) + \text{KCl}(s)$]

6. Scrivere e bilanciare le reazioni fra il bromo, $\text{Br}_2(g)$, ed i seguenti metalli per dare solidi ionici: (a) Al, (b) Ba, (c) K, (d) Ni, (e) Ag.

[(a) $2 \text{Al}(s) + 3 \text{Br}_2(g) \rightarrow 2 \text{AlBr}_3(s)$; (b) $\text{Ba}(s) + \text{Br}_2(g) \rightarrow \text{BaBr}_2(s)$; (c) $2 \text{K}(s) + \text{Br}_2(g) \rightarrow 2 \text{KBr}(s)$; (d) $\text{Ni}(s) + \text{Br}_2(g) \rightarrow \text{NiBr}_2(s)$; (e) $2 \text{Ag}(s) + \text{Br}_2(g) \rightarrow 2 \text{AgBr}(s)$]

7. Scrivere la reazione fra le seguenti sostanze: (a) magnesio metallico ed azoto gassoso; (b) ossido rameoso solido con ossigeno gassoso per formare ossido rameico solido; (c) metanolo, $\text{CH}_4\text{O}(l)$, ed ossigeno gassoso per dare biossido di carbonio gassoso ed acqua liquida; (d) decomposizione di nitrato di sodio, $\text{Na}_3\text{N}(s)$, nei suoi elementi; (e) reazione di $\text{F}_2(g)$ ed $\text{Al}(s)$.

[(a) $3 \text{Mg}(s) + \text{N}_2(g) \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2(s)$; (b) $2 \text{Cu}_2\text{O}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 4 \text{CuO}(s)$; (c) $2 \text{CH}_4\text{O}(l) + 3 \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{CO}_2(g) + 4 \text{H}_2\text{O}(l)$; (d) $2 \text{Na}_3\text{N}(s) \rightarrow 6 \text{Na}(s) + \text{N}_2(g)$; (e) $3 \text{F}_2(g) + 2 \text{Al}(s) \rightarrow 2 \text{AlF}_3(s)$]

8. La reazione del minerale fluoroapatite con acido solforico è descritta dall'equazione



Calcolare: (a) quante moli di CaSO_4 si ottengono da 8.60 mol di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$; (b) quante moli di H_2SO_4 sono necessarie per ottenere 7.25 mol di $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; (c) quante moli di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$ reagiscono con 0.990 mol di H_2SO_4 ; (d) quante moli di $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ sono prodotte da 3.330 mol di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$. [(a) 60.2 mol; (b) 16.9 mol; (c) 0.141 mol; (d) 9.990 mol]

9. La reazione del minerale fluoroapatite con acido solforico è descritta dall'equazione



Calcolare: (a) la massa di CaSO_4 che si ottiene da 0.660 mol di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$; (b) quante moli di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$ sono necessarie per ottenere 100.0 g di HF; (c) la massa di $\text{Ca}_{10}\text{F}_2(\text{PO}_4)_6$ richiesta per formare 1.06 g di CaSO_4 ; (d) la massa di HF che si forma da 16.25 g di H_2SO_4 .

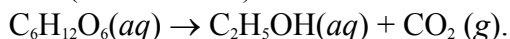
[(a) 629 g; (b) 2.499 mol; (c) 1.12 g; (d) 92.89 g]

Le Reazioni Chimiche

10. Quando si brucia all'aria l'acetilene gassoso, C_2H_2 , si formano i prodotti $CO_2(g)$ ed $H_2O(l)$. Scrivere l'equazione bilanciata per la reazione e calcolare: (a) quante moli di CO_2 si ottengono da 0.524 mol di C_2H_2 ; (b) la massa di O_2 necessaria per reagire con 2.46 mol di C_2H_2 .

[(a) 1.05 mol; (b) 197 g]

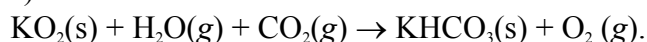
11. L'etanolo, C_2H_5OH può essere prodotto per fermentazione dell'uva, che contiene glucosio, $C_6H_{12}O_6$, secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare: (a) la massa di etanolo ottenibile da 560 g di glucosio; (b) la massa di glucosio necessaria per preparare 1.00 dm^3 di una soluzione acquosa al 10% di etanolo, la cui densità sia 0.977 g cm^{-3} .

$[C_6H_{12}O_6(aq) \rightarrow 2 C_2H_5OH(aq) + 2 CO_2(g); (a) 286 \text{ g}; (b) 191 \text{ g}]$

12. La maschera per produrre O_2 in casi di emergenza contiene il superossido di potassio, KO_2 . Esso reagisce con CO_2 ed H_2O presenti nell'aria espirata per produrre ossigeno secondo la reazione (da bilanciare):



Se una persona che indossa questa maschera espira 0.702 g di CO_2 al minuto, quanti grammi di KO_2 vengono consumati in 5 minuti ?

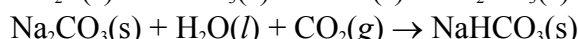
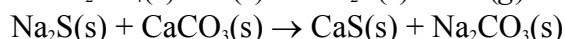
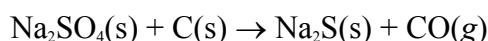
$[4 KO_2(s) + 2 H_2O(g) + 4 CO_2(g) \rightarrow 4 KHCO_3(s) + 3 O_2(g); 5.67 \text{ g}]$

13. Una soluzione gassosa contenente 10.0 mol di H_2 e 12.0 mol di Cl_2 reagisce per dare $HCl(g)$. Scrivere l'equazione bilanciata per tale reazione e stabilire qual è il reagente limitante. Calcolare inoltre: (a) la massa di HCl formata se tutto il reagente limitante venisse consumato; (b) la massa del reagente in eccesso rimasta alla fine della reazione.

[(a) 729 g; (b) 73 g]

14. 3.03 g di idrogeno gassoso sono posti a reagire con 6.75 g di sodio metallico per formare idruro di sodio solido, NaH . Scrivere l'equazione bilanciata per tale reazione e stabilire qual è il reagente limitante. Calcolare inoltre: (a) la massa di NaH ottenibile dalla reazione assumendo una resa quantitativa della reazione; (b) la resa effettiva della reazione se si riscontra la formazione di 4.00 g di NaH .

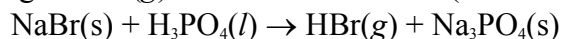
15. Cento anni fa il cosiddetto bicarbonato di sodio, $NaHCO_3$, veniva preparato da Na_2SO_4 con un processo a tre stadi:



Calcolare la massa di $NaHCO_3$ che potrebbe formarsi da una tonnellata di Na_2SO_4 , assumendo una resa di 85% in ciascuno dei tre stadi. .

$[3.6 \cdot 10^5 \text{ g}]$

16. Si devono preparare 50.0 g di $HBr(g)$ mediante la reazione (da bilanciare):



Se $NaBr$ è il reagente limitante e si deve usare un eccesso del 40% di H_3PO_4 , calcolare la massa dei due reagenti che bisogna impiegare assumendo: (a) una resa del 100%; una resa del 75%.

17. Scrivere l'equazione bilanciata per la reazione di combustione completa di un idrocarburo gassoso contenente il 18.3% di idrogeno. (Si ricordi che gli idrocarburi sono composti binari di carbonio ed idrogeno).

$[C_3H_8(g) + 5 O_2(g) \rightarrow 3 CO_2(g) + 4 H_2O(l)]$

18. La caffeina contiene gli elementi C, H, N e O. nella combustione di 1.000 mg di caffeina si ottengono 1.813 mg di CO_2 , 0.4629 mg di H_2O e 0.2885 mg di N_2 . Calcolare la massa molare della caffeina, sapendo che essa è compresa fra 150 e 200 g mol^{-1} .

Le Reazioni Chimiche

19. Un campione di 1.600 g di magnesio viene bruciato all'aria producendo una miscela di due solidi ionici: ossido di magnesio, MgO , e nitrato di magnesio Mg_3N_2 . Si aggiunge quindi acqua alla miscela ed, in queste condizioni, essa reagisce con l'ossido di magnesio per formare 3.544 g di idrossido di magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Scrivere le equazioni bilanciate per le tre reazioni di qui sopra e calcolare: (a) la massa di ossido di magnesio formata nella reazione; (b) la massa di nitrato di magnesio formata nella reazione. [(a) 2.449 g; (b) 0.170 g]
20. Una miscela di NaCl e di NaBr del peso di 1.234 g viene riscaldata insieme a cloro gassoso, che trasforma completamente il bromuro di sodio in cloruro di sodio. Dato che la massa totale di NaCl risulta 1.129 g, calcolare la composizione percentuale (in massa) dei due sali nella miscela di partenza. [NaCl , 80.3 %; NaBr , 19.7 %]
21. Un campione di un ossido di vanadio della massa di 4.589 g viene riscaldato con idrogeno gassoso per dare H_2O ed un altro ossido di vanadio del peso di 3.783 g. Il secondo ossido viene ulteriormente trattato con idrogeno finché restano solo 2.573 g di vanadio metallico. Calcolare: (a) le formule minime dei due ossidi di vanadio; (b) la massa totale di H_2O formata nelle due reazioni successive. [(a) V_2O_5 , V_2O_3 ; (b) 2.270 g]

Stato Gassoso

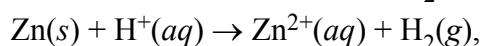
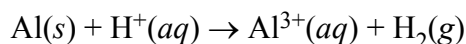
1. Un campione di azoto occupa un volume di 8.5 dm^3 a 0.980 atm . Se si mantiene costante la temperatura, calcolare il volume del campione quando la pressione è: (a) 1.30 atm ; (b) 0.492 atm .
2. Un campione di elio a $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$ occupa un volume di 1.82 dm^3 . Mantenendo costante la pressione calcolare il volume del campione alla temperatura di: (a) $50.0 \text{ }^\circ\text{C}$; (b) 87.4 K .
3. Un campione di 44.3 g di elio si trova alla temperatura di $37.0 \text{ }^\circ\text{C}$ ed alla pressione di 2.50 atm . Calcolare il volume del recipiente contenente il gas.
4. Completare la seguente tabella riguardante le proprietà di alcuni campioni di elio:

Massa (g)	Quantità (mol)	Volume (dm^3)	Pressione	T ($^\circ\text{C}$)
10.0			4.00 atm	0
0.800		0.105		25
		2.50	751 torr	100
20.0		61.5	202 kPa	

5. Calcolare la densità del butano gassoso, C_4H_{10} , ad 1.00 atm e $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$.
6. Un campione di aria espirata dai polmoni contiene 74.5% di N_2 , 15.7% di O_2 , 3.6% di CO_2 e 6.2% di $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (composizione espressa usando le frazioni molari). Calcolare: (a) la massa molare dell'aria espirata; (b) la sua densità a $27.0 \text{ }^\circ\text{C}$ ed 1 atm .
7. Un campione di $\text{H}_2(\text{g})$ è ottenuto dalla reazione (da bilanciare)
$$\text{Zn}(\text{s}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$$

Calcolare: (a) la massa di zinco necessaria per produrre 1.000 dm^3 di H_2 in condizioni standard; (b) il volume di H_2 a $22.0 \text{ }^\circ\text{C}$ e 729 torr ottenibile da 1.00 g di Zn .
8. Il diborano, B_2H_6 , è un composto altamente esplosivo che si prepara con la reazione:
$$\text{NaBH}_4(\text{s}) + \text{BF}_3(\text{g}) \rightarrow \text{B}_2\text{H}_6(\text{g}) + \text{NaBF}_4(\text{s}).$$

Calcolare il volume di diborano a $22.0 \text{ }^\circ\text{C}$ e 728 torr che si forma da 26.0 g di NaBH_4 .
9. Un campione di aria espirata dai polmoni contiene 74.5% di N_2 , 15.7% di O_2 , 3.6% di CO_2 e 6.2% di $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ (composizione espressa usando le frazioni molari) alla pressione di 751 torr . Calcolare la pressione parziale dei vari gas componenti.
10. Calcolare il rapporto fra le velocità di effusione di $\text{UF}_6(\text{g})$ ed $\text{H}_2(\text{g})$.
11. Calcolare la velocità quadratica media di: (a) una molecola di $\text{O}_2(\text{g})$ alla temperatura di $50.0 \text{ }^\circ\text{C}$; (b) una molecola di $\text{N}_2(\text{g})$ alla temperatura di $-50.0 \text{ }^\circ\text{C}$.
12. Un campione di 0.100 g di una lega costituita da alluminio e zinco reagisce con $\text{H}^+(\text{aq})$ per dare $\text{H}_2(\text{g})$ secondo le reazioni: (da bilanciare)



il volume dell'idrogeno prodotto a $27.0 \text{ }^\circ\text{C}$ e 1.00 atm è di 0.100 dm^3 . Calcolare la percentuale (in massa) di alluminio nella lega.