

Problemi svolti

Calcolare la massa di un atomo di carbonio 12.

In una mole di carbonio 12, la cui massa molare è per definizione esattamente 12 g mol^{-1} , è contenuto un numero di atomi pari alla costante di Avogadro. Quindi:

$$\frac{12 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}} = 1.9926465 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Problemi svolti

Determinare l'unità di massa atomica.

L'unità di massa atomica, detto anche *dalton*, è un dodicesimo della massa dell'atomo di carbonio 12. Quindi:

$$\frac{12 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{12 \cdot 6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}} = 1.6605388 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Notare come l'unità di massa atomica e la costante di Avogadro risultino numericamente l'una il reciproco dell'altra

Problemi svolti

Calcolare l'energia nucleare di un atomo di carbonio 12.

Un atomo di carbonio 12 è costituito da 6 protoni, 6 neutroni e 6 elettroni, le cui masse sono rispettivamente 1.6726216, 1.6749272 e $9.1093822 \cdot 10^{-4}$ yg. Le loro masse molari si ottengono moltiplicando i valori di cui sopra per la costante di Avogadro: 1.0072765, 1.0086649 e $5.4857991 \cdot 10^{-4}$ g mol⁻¹.

La massa di una mole di atomi di carbonio 12 dovrebbe essere data da

$$6 \cdot 1.0072765 + 6 \cdot 1.0086649 + 6 \cdot 5.4857991 \cdot 10^{-4} = 12.0989398 \text{ g mol}^{-1}$$

da confrontare con il valore di 12 g mol⁻¹ corrispondente alla definizione. Il difetto di massa, $\Delta m = -0.0989398$ g mol⁻¹ rende conto dell'energia residente nel nucleo di ¹²C.

Per la relazione di Einstein, $\Delta E = \Delta m c^2$, abbiamo:

$$\Delta E = -0.0989398 \cdot 10^{-3} \text{ (kg mol}^{-1}) [2.99792458 \cdot 10^8 \text{ (m s}^{-1})]^2 = -8.8922638 \text{ PJ mol}^{-1}$$

Problemi svolti

Calcolare la massa di $4.201 \cdot 10^{-3}$ moli di uranio.

$$4.201 \cdot 10^{-3} \text{ (mol)} \cdot 238.0289 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 1.000 \text{ g}$$

Problemi svolti

Calcolare la massa molare del cloro.

Innanzitutto bisogna eliminare l'equivoco nella formulazione del testo di questo problema. A cosa ci si riferisce con il termine generico "cloro". Potrebbe essere cloro atomico, Cl, o anche cloro molecolare, la cui formula è Cl₂, che hanno ovviamente differente massa e quindi differente massa molare. **Bisogna essere molto precisi nella descrizione della sostanza costituente elementare della mole!** Assumiamo quindi che si tratti di cloro atomico.

Dalla tabella periodica si ricava il peso atomico del cloro: 35.4527. Esso rappresenta la massa media della miscela isotopica nella scala avente come unità di misura la dodicesima parte della massa del nuclide carbonio 12. Quindi la massa media di un atomo di cloro, in grammi, si ottiene moltiplicando il peso atomico per l'unità di massa atomica (il *dalton*), $1.6605388 \cdot 10^{-24}$ g. La massa di una mole si otterrà moltiplicando ulteriormente per la costante di Avogadro.

$$35.4527 \cdot 1.6605388 \cdot 10^{-24} \text{ (g)} \cdot 6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)} = 35.4527 \text{ g mol}^{-1}$$

Il risultato è solo apparentemente sorprendente. Infatti unità di massa atomica e costante di Avogadro sono grandezze fisiche i cui valori sono per definizione l'uno il reciproco dell'altro.

Problemi svolti

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.

Il peso atomico dell'elemento è la media pesata dei pesi atomici degli isotopi:

$$\text{P.A.} = 23.985042 \cdot 0.7899 + 24.985837 \cdot 0.1000 + 25.982593 \cdot 0.1101 = 24.31$$

Quindi la massa molare sarà 24.31 g mol^{-1} .

Problemi svolti

Quante moli di silicio sono contenute in 20.00 g di silicio ?

Il peso atomico del silicio riportato nella “Tabella Periodica degli Elementi” è 28.0855. La massa di una mole di silicio è quindi 28.0855 g. Per trovare la quantità di silicio (moli di Si) basta dividere la massa di silicio (20.00 g) per la massa molare:

$$\frac{20.00 \text{ (g)}}{28.0855 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = 0.7121 \text{ mol}$$

Problemi svolti

Calcolare la percentuale in massa di P_2O_5 nel composto $Ca_3(PO_4)_2$.

Talvolta la composizione percentuale di un composto è espressa come la percentuale di un composto semplice (generalmente un ossido) che si può considerare contenuto nel composto. Una mole del sale $Ca_3(PO_4)_2$ contiene due moli dell'elemento fosforo e quindi una mole di P_2O_5 (considerare che la formula del composto potrebbe essere scritta come $CaO \cdot P_2O_5$).

Una mole del composto, la cui massa molare è $310.176_7 \text{ g mol}^{-1}$, contiene formalmente una mole di P_2O_5 , la cui massa molare è $141.9445_2 \text{ g mol}^{-1}$. Quindi la percentuale si ottiene con la seguente operazione:

$$\frac{141.9445_2 \text{ g mol}^{-1}}{310.176_7 \text{ g mol}^{-1}} \times 100 = 45.7625\%$$

Problemi svolti

Dall'analisi di un campione grezzo di galena (solfuro di piombo) si ottiene che il contenuto di Pb è il 22.50% in massa. Calcolare la percentuale di PbS nel campione.

Si può vedere preliminarmente che PbS contiene

$$\frac{207.2 \text{ g mol}^{-1}}{239.3 \text{ g mol}^{-1}} \times 100 = 86.60\% \text{ in massa di Pb}$$

Il fatto che la percentuale di piombo risulti maggiore di quella trovata sperimentalmente (22.50 %) indica che il campione di galena è impuro.

$$\frac{22.50 \text{ g}}{207.2 \text{ g mol}^{-1}} = 0.1086 \text{ mol di Pb in 100 g del campione}$$

Siccome tutto il Pb deriva dal composto PbS, 0.1086 è anche la quantità in moli di PbS in 100 g del campione. Essa corrisponde a

$$0.1086 \text{ mol} \times 239.3 \text{ g mol}^{-1} = 25.98 \text{ g di PbS.}$$

Quindi la percentuale di PbS nel campione è 25.98 %.

Problemi svolti

Tre campioni di sostanze pure contengono 0.600 g di Be, 0.600 g di Pt e 0.600 g di Ca; in quale di tali campioni si trova il numero maggiore di atomi?

La quantità di sostanza in campioni di elementi aventi la stessa massa varia in proporzione inversa alla rispettiva massa molare. Nel nostro caso il campione di berillio (Be) contiene la maggior quantità di sostanza (espressa in mol) poiché la massa molare di questo elemento, $9.01218 \text{ g mol}^{-1}$, è inferiore rispetto a quella di platino (Pt) e calcio (Ca), rispettivamente $195.08 \text{ g mol}^{-1}$ e $40.078 \text{ g mol}^{-1}$. Il campione di Be contiene anche il maggior numero di atomi, poiché quest'ultimo è direttamente proporzionale alla quantità di sostanza (numero di moli).

$$\frac{0.600 \text{ (g)}}{9.01218 \text{ (g mol}^{-1})} \cdot 6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}) = 4.01 \cdot 10^{22} \text{ (atomi di Be)}$$

$$\frac{0.600 \text{ (g)}}{195.08 \text{ (g mol}^{-1})} \cdot 6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}) = 1.85 \cdot 10^{21} \text{ (atomi di Pt)}$$

$$\frac{0.600 \text{ (g)}}{40.078 \text{ (g mol}^{-1})} \cdot 6.0221418 \cdot 10^{23} \text{ (mol}^{-1}) = 9.02 \cdot 10^{21} \text{ (atomi di Ca)}$$

Problemi svolti

Calcolare la percentuale in massa degli elementi nei composti $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ e CH_2O .

La massa molare del primo composto è:

$$6 \cdot 12.011 + 12 \cdot 1.00794 + 6 \cdot 15.9994 = 180.157_7 \text{ g mol}^{-1}$$

Una mole del composto, la cui massa è 180.157_7 g , contiene sei moli di carbonio, dodici moli di idrogeno e sei moli di ossigeno: la percentuale di ciascun elemento nel composto è:

$$\frac{6 \cdot 12.011 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{180.157_7 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} \cdot 100 = 40.002 \% \text{ (carbonio)}$$

$$\frac{12 \cdot 1.00794 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{180.157_7 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} \cdot 100 = 6.71372 \% \text{ (idrogeno)}$$

$$\frac{6 \cdot 15.9994 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}}{180.157_7 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} \cdot 100 = 53.2847 \% \text{ (ossigeno)}$$

Per il secondo composto le percentuali sono esattamente le stesse. È inutile fare i calcoli, visto che i rapporti di combinazione in atomi dei due composti sono identici. Il primo composto può dirsi un *esamero* del primo (*monomero*).

Problemi svolti

Un campione di un composto di colore arancione ha una massa di 25.0 g e contiene 6.64 g di potassio, 8.84 g di cromo e 9.52 g di ossigeno. Determinare la composizione percentuale elementare del composto e la sua formula minima.

$$\text{K: } 6.64 \text{ (g)} / 25.0 \text{ (g)} = 26.6 \%$$

$$\text{Cr: } 8.84 \text{ (g)} / 25.0 \text{ (g)} = 35.4 \%$$

$$\text{O: } 9.52 \text{ (g)} / 25.0 \text{ (g)} = 38.1 \%$$

Problemi svolti

Determinare la formula del benzoato di metile, la cui composizione percentuale elementare è la seguente: 70.58% C, 5.93% H, 23.49% O.

- ◆ Ci si riferisce a 100 g di campione. Le masse degli elementi in esso contenute sono numericamente uguali alle loro percentuali, cioè 70.58 g di C, 5.93 g di H e 23.49 g di O.
- ◆ Si trasformano le masse degli elementi nelle corrispondenti quantità in moli presenti in 100 g di campione:

$$70.58 \text{ (g)} / 12.011 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 5.876 \text{ mol (carbonio)}$$

$$5.93 \text{ (g)} / 1.00794 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 5.88 \text{ mol (idrogeno)}$$

$$23.49 \text{ (g)} / 15.9994 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 1.468 \text{ mol (ossigeno)}$$

- ◆ 5.876 mol di C sono combinati con 5.88 mol di idrogeno: ciò vuol dire che per ogni mole di carbonio nel composto c'è una mole di idrogeno. Si cerca di convertire questi tre numeri reali in numeri interi. Proviamo a dividere per il più piccolo di essi. Troviamo 4.00, 4.00, 1.00.
- ◆ La formula minima del benzoato di metile è $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}$.

	massa per 100 g	moli per 100 g	rapporti	indici interi
C	70.58	5.876	4.003	4
H	5.93	5.88	4.01	4
O	23.49	1.468	1	1

Problemi svolti

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) nel primo composto $\frac{70.37}{100 - 70.37} 1 \text{ g} = 2.375 \text{ g}$

nel secondo composto $\frac{54.29}{100 - 54.29} 1 \text{ g} = 1.188 \text{ g}$

(b) nel primo composto $\frac{70.37 \text{ g}}{18.998403 \text{ g mol}^{-1}} = 3.704 \text{ mol di F}$ $\frac{(100 - 70.37) \text{ g}}{15.9994 \text{ g mol}^{-1}} = 1.853 \text{ mol di O}$

Il rapporto molare O/F è molto vicino a $\frac{1}{2}$.

La formula è quindi OF_2

nel secondo composto $\frac{54.29 \text{ g}}{18.998403 \text{ g mol}^{-1}} = 2.858 \text{ mol di F}$ $\frac{(100 - 54.29) \text{ g}}{15.9994 \text{ g mol}^{-1}} = 2.857 \text{ mol di O}$

Il rapporto molare O/F è molto vicino ad 1.

La formula è quindi OF

Problemi svolti

Scrivere i valori dei quattro numeri quantici per: (a) gli elettroni s del calcio; (b) tutti gli elettroni 3d del cromo; (c) tutti gli elettroni p del fosforo. Si assuma che gli atomi si trovino nello stato fondamentale

(a) Ca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

$\{1\ 0\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{1\ 0\ 0\ \frac{1}{2}\}$ $\{2\ 0\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{2\ 0\ 0\ \frac{1}{2}\}$ $\{3\ 0\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 0\ 0\ \frac{1}{2}\}$ $\{4\ 0\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{4\ 0\ 0\ \frac{1}{2}\}$

(b) Cr: [Ar] $3d^5 4s^1$

$\{3\ 2\ -2\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 2\ -1\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 2\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 2\ 1\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 2\ 2\ -\frac{1}{2}\}$

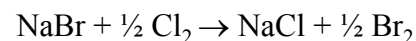
(c) P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

$\{2\ 1\ -1\ -\frac{1}{2}\}$ $\{2\ 1\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{2\ 1\ 1\ -\frac{1}{2}\}$ $\{2\ 1\ -1\ \frac{1}{2}\}$ $\{2\ 1\ 0\ \frac{1}{2}\}$ $\{2\ 1\ 1\ \frac{1}{2}\}$ $\{3\ 1\ -1\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 1\ 0\ -\frac{1}{2}\}$ $\{3\ 1\ 1\ -\frac{1}{2}\}$

Problemi svolti

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.

Per azione del cloro, NaBr si trasforma



formando una quantità equivalente (in moli) di NaCl.

Indicando con m_1 la massa iniziale della miscela e con m_2 la massa totale di NaCl ottenuto dopo la reazione, impostiamo le equazioni di bilanciamento

(a) di massa $m_{\text{NaCl}} + m_{\text{NaBr}} = m_1$

(b) di quantità di sostanza $\frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} + \frac{m_{\text{NaBr}}}{M_{\text{NaBr}}} = \frac{m_2}{M_{\text{NaCl}}}$

Si tratta di due equazioni lineari nelle due incognite m_{NaCl} ed m_{NaBr} , che si risolve dando i seguenti risultati:

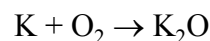
$$m_{\text{NaCl}} = 0.991 \text{ g} \qquad \%_{\text{NaCl}} = 80.3$$

$$m_{\text{NaBr}} = 0.243 \text{ g} \qquad \%_{\text{NaBr}} = 19.7$$

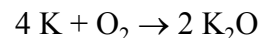
Problemi svolti

12.46 g di potassio reagiscono con ossigeno formando ossido di dipotassio. Calcolare la massa di ossigeno necessario per la reazione e la massa di ossido formato.

Scriviamo la reazione:



e bilanciamola:



Passiamo su scala molare: la quantità di potassio, in mol, si ottiene dividendo la massa per la sua massa molare:

$$n_{\text{K}} = \frac{12.46 \text{ g}}{39.0983 \text{ g mol}^{-1}} = 0.3186_8 \text{ mol}$$

Il rapporto molare fra ossigeno e potassio è $\frac{1}{4}$, quindi la quantità, in mol, di ossigeno necessaria e sufficiente per la reazione è $\frac{1}{4} n_{\text{K}}$. La massa richiesta è quindi

$$m_{\text{O}_2} = \frac{12.46 \text{ g} \cdot 31.9988 \text{ g mol}^{-1}}{39.0983 \text{ g mol}^{-1} \cdot 4} = 2.549 \text{ g}$$

Il rapporto molare fra ossido e potassio è $\frac{1}{2}$, quindi la quantità, in mol, di ossido formata per la reazione è $\frac{1}{2} n_{\text{K}}$. La massa richiesta è quindi

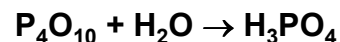
$$m_{\text{K}_2\text{O}} = \frac{12.46 \text{ g} \cdot 94.1960 \text{ g mol}^{-1}}{39.0983 \text{ g mol}^{-1} \cdot 2} = 15.01 \text{ g}$$

W Lavoisier

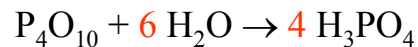
N. B.: la massa di ossido di potassio (15.01 g) è uguale alla somma delle masse di potassio e di ossigeno (12.46 + 2.549 g).

Problemi svolti

1.00 g di P_4O_{10} sono posti a reagire con 1.00 g di H_2O secondo la reazione (da bilanciare)



Calcolare la massa di H_3PO_4 formata e la massa del reagente in eccesso che rimane inalterato alla fine della reazione.



$$\frac{1.00 \text{ g}}{283.9 \text{ g mol}^{-1}} = 3.52 \cdot 10^{-3} \text{ mol di } \text{P}_4\text{O}_{10}$$

$$\frac{1.00 \text{ g}}{18.026 \text{ g mol}^{-1}} = 5.55 \cdot 10^{-2} \text{ mol di } \text{H}_2\text{O}$$

Il rapporto molare fra H_2O e P_4O_{10} risulta 15.8, superiore al rapporto stechiometrico 6:1 della reazione bilanciata:
quindi P_4O_{10} è il reagente in difetto

Dai coefficienti della reazione risulta che 3.52 mmol di P_4O_{10} reagiscono con 6×3.52 mmol di H_2O , corrispondenti a

$$6 \cdot 3.52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 18.026 \text{ g mol}^{-1} = 0.381 \text{ g di } \text{H}_2\text{O}$$

per dare

$$4 \cdot 3.52 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 98.00 \text{ g mol}^{-1} = 1.38 \text{ g di } \text{H}_3\text{PO}_4$$

Restano quindi

$$(1.00 - 0.381) \text{ g} = 0.62 \text{ g di } \text{H}_2\text{O}$$

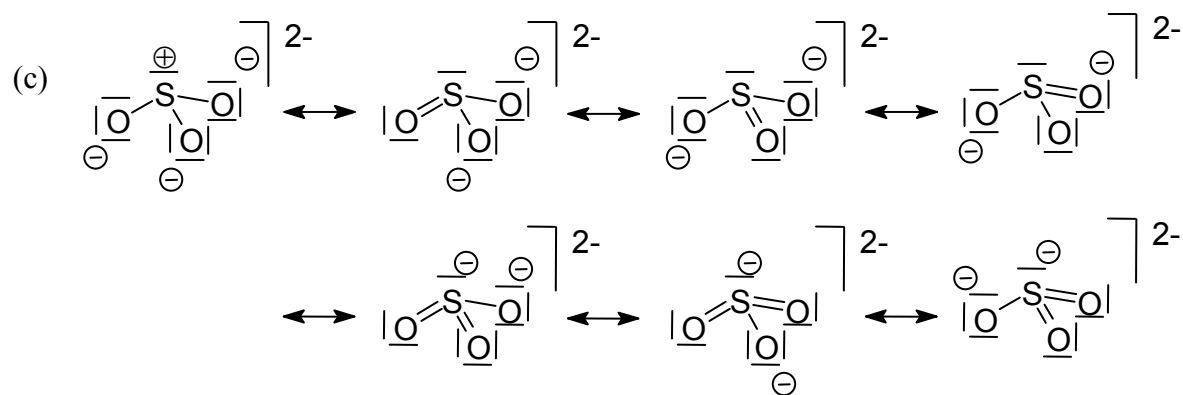
che non reagiscono.

Problemi svolti

Scrivere la struttura di Lewis delle seguenti specie molecolari: (a) HCN, (b) N_2O , (c) SO_3^{2-} . Mostrare anche eventuali formule limiti di risonanza ed eventuale separazione di cariche formali e fare previsioni sulla geometria molecolare

(a) $\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$ | non c'è risonanza; non ci sono cariche formali, geometria lineare

(b) $\langle \overset{\ominus}{\text{N}}=\overset{\oplus}{\text{N}}=\overset{\ominus}{\text{O}} \rangle \longleftrightarrow |\text{N}\equiv\overset{\oplus}{\text{N}}-\overset{\ominus}{\text{O}}| \longleftrightarrow |\overset{\ominus}{\text{N}}-\overset{\oplus}{\text{N}}\equiv\overset{\ominus}{\text{O}}|$ lineare



Problemi svolti

Un elemento X forma con il cloro un composto di formula MCl_3 . La percentuale di cloro nel composto è 79.76%. Calcolare il peso atomico dell'elemento M.

26.99 g mol⁻¹

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.

$NaH_2PO_4 \cdot 12 H_2O$

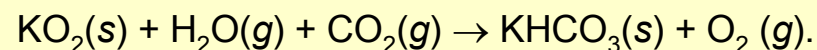
Problemi svolti

Quando si brucia all'aria l'etino 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

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 ?

5.67 g

21. Indicare quale dei due atomi attrae maggiormente a sé 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) CH_2Br_2 , (b) COS , (c) NOCl , (d) NH_2Cl
23. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria dei seguenti anioni poliatomici:
(a) CO_3^{2-} , (b) NO_2^- , (c) ClO_3^- , (d) SCN^-
24. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria molecolare delle specie la cui formula è la seguente:
(a) $\text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3$, (b) HCOOH , (c) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$
25. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria delle seguenti specie:
(a) HOCl , (b) C_2HCl , (c) OCN^- , (d) HCO_2^-
26. Scrivere la formula di Lewis e descrivere la geometria delle seguenti specie:
(a) HOClO , (b) PO_4^{3-} , (c) AsCl_3 , (d) O_3
27. Per ciascuno degli ioni sottoelencati scrivere la formula di Lewis e determinare gli angoli di legame
(a) MnO_4^- , (b) NO_3^- , (c) O_3^{2-} , (d) NH_4^+

Problemi svolti

Calcolare il volume occupato a 25 °C e 755 torr da 1.50 mol di azoto.

36.91 dm³

Problemi svolti

Calcolare il volume occupato in condizioni standard da 0.4500 mol di CH₄.

10.11 dm³

Problemi svolti

Un gas che occupa un volume di 15.0 dm^3 alla pressione di 1.50 atm ed alla temperatura di 25°C viene riscaldato a 60°C . Calcolare la pressione del gas.

1.62 atm

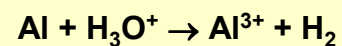
Problemi svolti

Calcolare la massa di 100 dm³ di metano (CH₄) a 25 °C ed alla pressione di 1 atm.

65.6 atm

Problemi svolti

5.00 g di alluminio sono completamente attaccati da una soluzione diluita di acido solforico secondo la reazione (da bilanciare)



Calcolare il volume di idrogeno (misurato a 25 °C ed alla pressione di 762 torr), che si è svolto dalla reazione.

6.78 dm³

Problemi svolti

0.100 mol di CS_2 sono introdotti in un recipiente di 12.0 dm^3 contenente CO_2 alla pressione di 0.550 atm alla temperatura di 20°C . Calcolare la pressione totale nel recipiente.

0.750 atm

Problemi svolti

Una soluzione gassosa, costituita da 2.00 mol di H_2O e 5.00 mol di CO_2 , occupa alla temperatura di $150\text{ }^\circ\text{C}$ il volume di 156 dm^3 . Calcolare le pressioni parziali dei due gas e la pressione totale.

1.11 atm; 0.44 atm, 1.55 atm.

Problemi svolti

La composizione percentuale dell'aria è approssimativamente 21% di O_2 e 79% di N_2 (se si trascurano i componenti meno abbondanti). Calcolare: (a) la pressione parziale dei due gas nell'aria, assumendo che la pressione totale sia 760 torr; (b) la massa molare di questo campione di aria.

- (a) 0.21 atm; 0.79 atm.
- (b) 29 g mol⁻¹

Problemi svolti

Una soluzione gassosa è costituita da 10.0 g di NH_3 e 10.0 g di O_2 . Ad una certa temperatura la pressione totale del sistema è 760 torr. Calcolare le pressioni parziali dei due componenti.

0.347 atm; 0.653 atm.

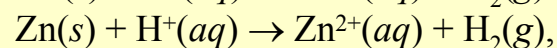
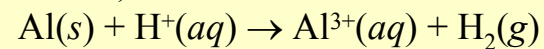
Problemi svolti

Un giorno la pressione parziale del vapor d'acqua nell'aria era 9.1 torr mentre la temperatura era 25 °C. Calcolare l'umidità relativa dell'aria sapendo che la tensione di vapore dell'acqua a 25 °C è 23.8 torr.

38 %.

Problemi svolti

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 °C e 1.00 atm è di 0.100 dm³. Calcolare la percentuale (in massa) di alluminio nella lega.

Problemi svolti

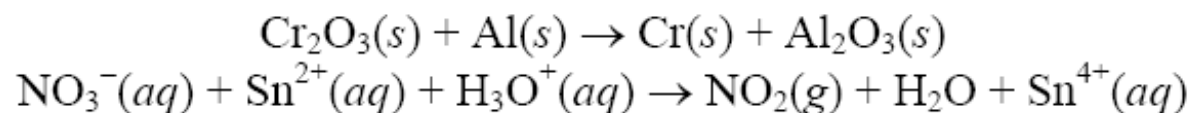
Calcolare il rapporto fra le velocità di effusione di $\text{UF}_6(\text{g})$ ed $\text{H}_2(\text{g})$.

Problemi svolti

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 $-50.0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

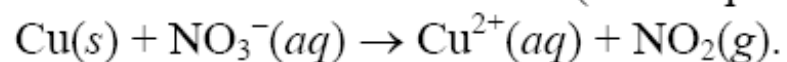
Problemi svolti

Per ciascuna delle reazioni sotto riportate: (a) indicare il numero di ossidazione di ogni atomo; (b) identificare l'agente ossidante e l'agente riducente; (c) completare e bilanciare le equazioni.



Problemi svolti

Considerare la reazione del rame con l'acido nitrico (da completare e bilanciare):



Calcolare: (a) il volume di HNO_3 16.0 *M* che occorre per fornire gli ioni H_3O^+ necessari alla reazione con 10.0 g di rame; (b) la massa di $\text{NO}_2(g)$ che si forma per reazione di 10.0 g di rame.

Problemi da svolgere

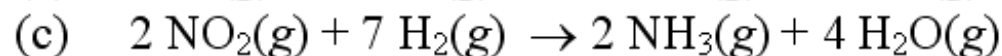
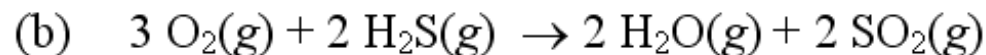
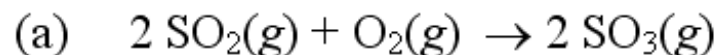
La concentrazione molale di una soluzione acquosa di zucchero, $C_{12}H_{22}O_{11}$, è 1.62 m. Calcolare: (a) le frazioni molari di zucchero e di acqua; (b) le percentuali (in massa) di zucchero e di acqua.

Problemi da svolgere

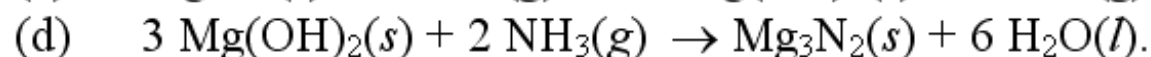
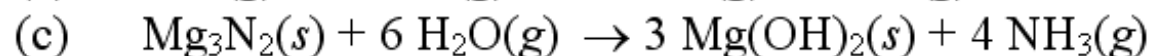
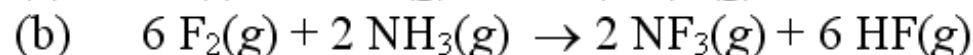
Si sciolgono 0.180 g di un soluto non elettrolita in 50.0 g di benzene e si rileva che il punto di congelamento è $5.15\text{ }^{\circ}\text{C}$. Calcolare la massa molare del soluto, sapendo che il benzene puro congela a $5.50\text{ }^{\circ}\text{C}$ ed il valore dell'abbassamento molale crioscopico è $5.10\text{ K kg mol}^{-1}$.

Problemi da svolgere

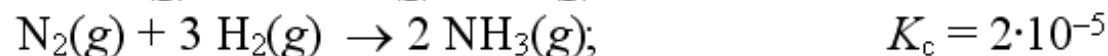
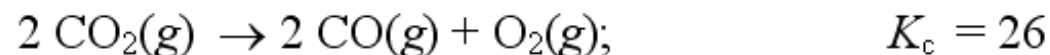
1. Scrivere le espressioni della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:



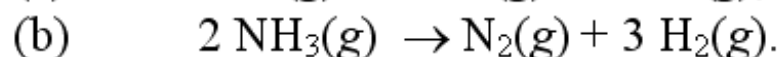
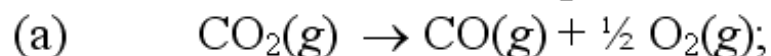
2. Scrivere le espressioni della costante di equilibrio per le seguenti reazioni:



3. Sapendo che :



determinare la costante di equilibrio alla stessa temperatura per:



Problemi da svolgere

11. Per il sistema: $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ la $K_c = 0.050 \text{ mol dm}^{-3}$ a 250.0°C . In una certa soluzione all'equilibrio a 250.0°C , $[\text{PCl}_3] = 3.0 \cdot [\text{PCl}_5]$. Calcolare la concentrazione all'equilibrio di Cl_2 .
12. Per la seguente reazione: $2 \text{ICl}(\text{g}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ la costante di equilibrio è $K_c = 0.11$ ad una certa temperatura. Ammettendo che le concentrazioni iniziali (mol dm^{-3}) di ICl , I_2 e Cl_2 siano rispettivamente 0.20, 0.00 e 0.00 e che il sistema raggiunga l'equilibrio, calcolare le concentrazioni all'equilibrio di ciascuna specie.
13. Per la reazione: $\text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$ la costante di equilibrio ha un valore $K_c = 4.0$ a 500.0°C . Calcolare la concentrazione di tutte le specie all'equilibrio partendo da: (a) $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.100 \text{ mol dm}^{-3}$; (b) $[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = [\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0.040 \text{ mol dm}^{-3}$.
-

Problemi da svolgere

20. Per la reazione (da bilanciare): $\text{P}_4(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{PH}_3(g)$, la costante di equilibrio K_c è $3.6 \cdot 10^{-3} M^{-1}$ a 227.0°C $2.3 \cdot 10^{-3} M^{-1}$ a 477.0°C . La reazione diretta è esotermica o endotermica? Spiegare la risposta.
21. Conoscendo i seguenti valori della costante di equilibrio K_p a 25.0°C ,
- (a) $\text{NH}_4\text{Cl}(s) \rightarrow \text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g); \quad K_p = 7.7 \cdot 10^{-17} \text{ atm}$
 - (b) $2 \text{NO}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g); \quad K_p = 6.1 \cdot 10^{-13} \text{ atm}$
 - (c) $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightarrow 2 \text{HI}(g) \quad K_p = 8.7 \cdot 10^2.$
- calcolare i corrispondenti valori per la costante di equilibrio K_c .
22. Calcolare il ΔG° di ciascuna delle seguenti reazioni:
- (a) $\text{NH}_4\text{Cl}(s) \rightarrow \text{NH}_3(g) + \text{HCl}(g); \quad K_p = 7.7 \cdot 10^{-17} \text{ atm}$
 - (b) $2 \text{NO}_2(g) \rightarrow 2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g); \quad K_p = 6.1 \cdot 10^{-13} \text{ atm}$
 - (c) $\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \rightarrow 2 \text{HI}(g) \quad K_p = 8.7 \cdot 10^2.$

Problemi da svolgere

1. Calcolare $[\text{OH}^-]$ nelle soluzioni che hanno i seguenti valori di $[\text{H}_3\text{O}^+]$: (a) $2.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$; (b) 6.0 M ; (c) $3.2 \cdot 10^{-9} \text{ M}$; (d) $5.0 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.
2. Determinare le concentrazioni di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ in soluzioni aventi i seguenti valori di pH: (a) 6.0; (b) 7.2; (c) 0.00; (d) -0.78.
3. Una soluzione ha un valore di pH di 3.70, un'altra di 4.701. Calcolare: (a) il rapporto delle concentrazioni dello ione H_3O^+ nelle due soluzioni; (b) il rapporto delle concentrazioni di OH^- .
4. Classificare ciascuna delle seguenti specie come acido debole o forte e scrivere una equazione per la loro dissociazione in acqua: (a) acido nitrico; (b) acido nitroso; (c) acido bromidrico; (d) acido acetico; (e) acido fosforico.
5. Calcolare le concentrazioni di $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ e il pH delle seguenti soluzioni di acidi e basi forti: (a) $\text{HI } 0.40 \text{ M}$; (b) $\text{RbOH } 0.33 \text{ M}$; (c) una soluzione preparata sciogliendo 12.0 g di KOH in tanta acqua da dare 200 cm^3 di soluzione; (d) una soluzione preparata diluendo 20.0 cm^3 di $\text{HCl } 12 \text{ M}$ con acqua fino ad avere 200 cm^3 di soluzione.

Problemi da svolgere

7. Scrivere un'equazione che giustifichi la basicità di soluzioni acquose contenenti: (a) BO_3^{3-} ; (b) CH_3NH_2 ; (c) CN^- .
8. Usare il termine acido, basico o neutro per descrivere le soluzioni acquose dei seguenti sali: (a) NH_4I ; (b) NaCN ; (c) CsNO_3 ; (d) AlCl_3 ; (e) KNO_2 .
9. Scrivere le formule di quattro sali, uno dei quali: (a) contiene K^+ e dà luogo a idrolisi basica; (b) contiene K^+ ed è neutro; (c) contiene Br^- ed è neutro; (d) contiene Br^- e dà luogo ad idrolisi acida.
10. Scrivere un'equazione ionica bilanciata per la reazione di ciascuna delle seguenti soluzioni con un acido forte: (a) NaF ; (b) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; (c) NH_3 .
11. 22.6 cm^3 di HCl 0.108 M sono necessari per neutralizzare un campione di 20.0 cm^3 di una soluzione acquosa di KOH . Determinare la molarità della soluzione di KOH .

Problemi da svolgere

15. Un campione di 29.00 cm^3 di una soluzione acquosa di HNO_3 0.150 M viene aggiunto a 15.00 cm^3 di una soluzione acquosa di KOH 0.100 M . Per la soluzione formata, calcolare: (a) $[\text{H}_3\text{O}^+]$; (b) pH; (c) $[\text{OH}^-]$; (d) $[\text{K}^+]$.
16. Scrivere l'equazione di dissociazione e l'espressione della K_a dei seguenti acidi: (a) HNO_2 ; (b) H_2PO_4^- ; (c) H_2SO_3 .
17. Considerare i seguenti acidi:
- | Acido | A | B | C | D |
|-------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|-----------------------------|
| K_a | $2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ | $4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ | $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ | $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ |
- a. sistemare gli acidi in ordine di forza decrescente;
b. quale acido ha il più alto valore di $\text{p}K_a$?
18. Il pH di una soluzione preparata sciogliendo 0.150 moli acido formico, HCOOH , in tanta acqua da ottenere 0.500 dm^3 di soluzione, è 2.14 . Calcolare la K_a dell'acido formico.

Problemi da svolgere

21. L'acido cloroacetico, ClCH_2COOH , ha una K_a di $1.4 \cdot 10^{-3} M$. Calcolare $[\text{H}_3\text{O}^+]$ in una soluzione $0.120 M$ di questo acido usando: (a) la formula quadratica; (b) il metodo delle approssimazioni successive.
22. Calcolare $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e il pH di un tampone preparato aggiungendo 0.050 moli di H_2PO_4^- a 2.00 dm^3 di una soluzione di HPO_4^{2-} $0.025 M$.
23. Il valore di K_a per l'acido fluoridrico HF è $7.0 \cdot 10^{-4} M$. Per preparare un tampone usando HF e F^- , il cui pH è 3.00 , (a) quale dovrebbe essere il rapporto $[\text{HF}]/[\text{F}^-]$? (b) quante moli di HF si debbono aggiungere a un dm^3 di una soluzione $0.100 M$ di NaF per avere questo pH ? (c) quante moli di NaF si debbono aggiungere a un dm^3 di una soluzione $0.100 M$ di HF per avere questo pH ?
24. Il sangue è tamponato principalmente dal sistema $\text{HCO}_3^-/\text{H}_2\text{CO}_3$ ($K_a = 4.2 \cdot 10^{-7} M$). Il pH normale del sangue è 7.40 . (a) qual è il rapporto $[\text{H}_2\text{CO}_3]/[\text{HCO}_3^-]$? (b) qual è il pH quando il 10% di HCO_3^- è stato convertito in H_2CO_3 ? (c) qual è il pH quando il 10% di H_2CO_3 è stato convertito in HCO_3^- ?

Problemi da svolgere

1. La reazione $\text{CO(g)} + \text{NO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)} + \text{NO(g)}$ è del primo ordine sia rispetto a CO che a NO_2 . Ad una certa temperatura la costante di velocità è $1.50 \text{ dm}^3\text{mol}^{-1}\text{s}^{-1}$. Calcolare la concentrazione di CO per la quale la velocità di reazione risulta $0.60 \text{ mol dm}^{-3}\text{s}^{-1}$ quando la concentrazione di NO_2 è: (a) 0.20 mol dm^{-3} ; (b) uguale a quella di CO.
2. La reazione fra i due generici reagenti A e B risulta del primo ordine rispetto ad A e del secondo ordine rispetto a B. Stabilire in quale dei seguenti casi si verificherà il maggiore incremento di velocità: (a) raddoppio della concentrazione di B; (b) raddoppio della concentrazione di A; (c) triplicazione della concentrazione di A; (d) abbassamento di temperatura.
3. Per una generica reazione $\text{A(g)} \rightarrow \text{B(g)}$ viene misurato il rapporto tra le velocità di reazione quando la concentrazione di A è 0.10 M e quando essa è 0.040 M . Stabilire l'ordine di reazione se il valore del rapporto fra la velocità nel secondo esperimento e quella nel primo risulta: (a) 0.40; (b) 1.0; (c) 0.16.