Ultimo aggiornamento: November 1, 2026

Informazioni sul corso

Questo corso gratuito ha 5 unità e 3 laboratori. Sono i totali reali, non un programma più lungo accorciato.

Un controllo è un numero o un risultato di codice in una pagina del corso che uno script ricalcola prima della pubblicazione. Il numero stampato e quello ricalcolato devono coincidere.

> Questo è lo schema di un corso gratuito di autoapprendimento scritto da Saving Planets. Non è un corso universitario, non dà crediti accademici e nessuna scuola è coinvolta.
>
> Il programma segue il primo semestre di chimica generale universitaria come viene insegnato in materiali aperti quali OpenStax Chemistry 2e e MIT OpenCourseWare, a cui rimandiamo in tutto il corso. Queste organizzazioni non approvano questa pagina.
>
> Seguilo in ordine. Ogni unità ha obiettivi, idee chiave, equazioni, esempi passo passo, esercizi con soluzioni, errori comuni, flashcard e un quiz. I tuoi progressi sono salvati solo in questo browser.

Come questo corso aiuta a salvare il pianeta

La chimica è dietro a molte delle soluzioni di Saving Planets: misurare i gas serra dall'orbita, analizzare l'acqua, trasformare la CO_2 in pietra e costruire combustibili e razzi più puliti.

Ogni unità si chiude con una breve sezione con fonti che mostra come le sue idee aiutano persone e natura.

Per gli insegnanti

Puoi insegnare questo corso, oppure lasciare che uno studente lo faccia da solo. È gratis. Saving Planets non dà un voto né crediti scolastici.

- Questa pagina è l'intero corso: 5 unità e 3 laboratori (CHEM 110 + CHEM 110L).
- Prevedi 15 settimane, circa 6–9 ore a settimana, comprese le settimane di laboratorio.
- Segui il calendario di 15 settimane. Leggi l'unità, fai la pratica su carta, poi apri la risposta. Nella settimana di laboratorio, fai il laboratorio o la versione a casa.

- Un controllo è un numero o un risultato di codice nella pagina che uno script ricalcola prima della pubblicazione. Il numero che vedi e quello ricalcolato devono coincidere.
- Usa Stampa questa pagina, oppure scarica la guida di studio PDF. Il formulario è verso la fine.
- Chiedi: in che modo questa unità aiuta le persone e il pianeta? Ogni unità ha un riquadro verde con un fatto e la sua fonte.
- Copia il modello di guida per insegnanti e scrivi il nome della classe, il tempo che hai e le domande che farai. Apri il modello di guida per insegnanti

Prima di iniziare

Prerequisiti

- Algebra: risolvere per un'incognita, riordinare formule, rapporti e percentuali.
- Notazione scientifica e logaritmi (in base 10). Userai log per pH e assorbanza.
- Unità di misura: convertire grammi in chilogrammi, mL in L, °C in K.
- Una calcolatrice scientifica. Va bene quella del telefono in modalità scientifica.

Come studiare

- Leggi l'unità, poi chiudila e prova da solo gli esempi svolti prima di controllare ogni passaggio.
- Svolgi ogni esercizio su carta prima di aprire la risposta. Sbagliare e poi correggersi è ciò che fissa il metodo.
- Porta sempre le unità di misura lungo il calcolo. Se non si semplificano nella risposta voluta, l'impostazione è sbagliata.
- Controlla le cifre significative: la risposta non deve essere più precisa della misura meno precisa.
- Usa le flashcard 10 minuti al giorno (la pratica distribuita batte una lunga sessione all'ultimo momento).
- Fai il quiz dell'unità solo quando ti senti pronto. Sotto l'80 per cento, ripassa gli errori concettuali e riprova il giorno dopo.
- Spiega un'idea ad alta voce ogni giorno, come se la insegnassi. Dove ti blocchi, lì devi ripassare.

Attrezzatura di laboratorio (per i laboratori reali)

- Bilancia digitale (a 0.001 g)
- pHmetro o sonda pH
- Spettrofotometro o colorimetro con cuvette
- Buretta, pipette tarate e matracci
- Crogiolo, coperchio, triangolo refrattario e becco
- Occhiali protettivi, guanti e camice

Programma suggerito di 15 settimane

Circa 6-9 ore a settimana: lettura, esercizi e, nelle settimane di laboratorio, il laboratorio.

Settimana	Unità	Argomenti	Lettura
1	Teoria atomica e numeri quantici	Atomi, isotopi e massa atomica media	OpenStax 2.2–2.3
2	Teoria atomica e numeri quantici	Luce, fotoni e modello di Bohr dell'idrogeno	OpenStax 6.1–6.2
3	Teoria atomica e numeri quantici	Numeri quantici, configurazioni elettroniche, andamenti periodici	OpenStax 6.3–6.5
4	Stechiometria	La mole, la massa molare e le formule	OpenStax 3.1–3.2
5	Stechiometria	Bilanciamento delle equazioni e stechiometria · Laboratorio A	OpenStax 4.1, 4.3
6	Stechiometria	Reagente limitante, resa, molarità e diluizione · Laboratorio B	OpenStax 3.3, 4.4–4.5
7	Geometria molecolare e legame	Legami ionici e covalenti, elettronegatività, strutture di Lewis	OpenStax 7.1–7.4
8	Geometria molecolare e legame	Forme VSEPR e polarità molecolare	OpenStax 7.6
9	Geometria molecolare e legame	Forze intermolecolari · Serie di esercizi di metà corso	OpenStax 10.1
10	Stati della materia: gas e soluzioni	Leggi dei gas e legge dei gas ideali	OpenStax 9.1–9.3
11	Stati della materia: gas e soluzioni	Miscele di gas, pressione parziale, teoria cinetico-molecolare	OpenStax 9.3–9.5
12	Stati della materia: gas e soluzioni	Soluzioni e solubilità dei gas · Laboratorio C	OpenStax 11.1–11.3
13	Termodinamica	Energia, calore, calore specifico e calorimetria	OpenStax 5.1–5.2
14	Termodinamica	Entalpia, legge di Hess, introduzione a entropia ed energia di Gibbs	OpenStax 5.3, 16.1–16.4
15	Ripasso	Ripasso, flashcard e serie di esercizi finale	Tutte le unità

I tuoi progressi

Spunta unità e laboratori man mano che li finisci, e fai i quiz. Progressi e punteggi sono salvati solo in questo browser e non ci vengono mai inviati.

Unità

Teoria atomica e numeri quantici

Di cosa sono fatti gli atomi, come sono disposti gli elettroni e perché ogni elemento emette i propri colori di luce.

Obiettivi di apprendimento

Alla fine di questa unità saprai:

- Trovare protoni, neutroni ed elettroni dal simbolo di un isotopo e calcolare una massa atomica media.
- Usare $c = \lambda\nu$ ed $E = h\nu$ per passare tra lunghezza d'onda, frequenza ed energia del fotone.
- Trovare la lunghezza d'onda della luce emessa quando un elettrone dell'idrogeno scende tra due livelli.
- Elencare i numeri quantici ammessi (n, l, m_l, m_s) e riconoscere le combinazioni impossibili.
- Scrivere configurazioni elettroniche e diagrammi degli orbitali, compresi ioni e notazione abbreviata con il gas nobile.
- Spiegare gli andamenti periodici di raggio atomico ed energia di ionizzazione.

Concetti chiave

- Un atomo ha un minuscolo nucleo di protoni e neutroni con elettroni intorno. Il numero atomico Z conta i protoni; il numero di massa A conta protoni più neutroni.
- Gli isotopi sono atomi dello stesso elemento con un diverso numero di neutroni. La massa atomica della tavola periodica è una media ponderata degli isotopi presenti in natura.
- La luce si comporta come un'onda (lunghezza d'onda λ, frequenza ν) e come particelle chiamate fotoni, ciascuna con energia $E = h\nu$.
- Gli elettroni di un atomo possono avere solo certe energie. Quando un elettrone scende a un livello inferiore emette un fotone la cui energia è uguale al salto, quindi ogni elemento ha il proprio spettro a righe.
- Quattro numeri quantici descrivono ogni elettrone: n (guscio, 1, 2, 3…), l (forma del sottoguscio, da 0 a $n − 1$, detto s, p, d, f), m_l (orientazione, da $−l$ a $+l$) e m_s (spin, $+½$ o $−½$).
- Principio di esclusione di Pauli: due elettroni di un atomo non possono avere tutti e quattro i numeri quantici uguali, quindi un orbitale contiene al massimo due elettroni, con spin opposti.
- Principio dell'Aufbau: riempi prima gli orbitali a energia più bassa (1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p…). Regola di Hund: negli orbitali di uguale energia, metti gli elettroni uno alla volta con spin paralleli prima di appaiarli.
- Lungo un periodo gli atomi diventano più piccoli e l'energia di ionizzazione in genere aumenta, perché cresce la carica nucleare avvertita dagli elettroni esterni. Scendendo lungo un gruppo gli atomi diventano più grandi e l'energia di ionizzazione diminuisce.

Equazioni chiave

$$c = \lambda\nu$$

Velocità della luce = lunghezza d’onda × frequenza (c = 2.998 × 10⁸ m/s)

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

E=hν=(hc)/()

Energia di un fotone (h = 6.626 × 10⁻³⁴ J·s)

$$E_n = -\frac{k}{n^2}, \qquad k = 2.179 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

E_n=-(k)/(n^2), k=2.179×10^-18\ J

Livelli energetici di Bohr dell’atomo di idrogeno

$$|\Delta E| = k\left(\frac{1}{n_{\text{low}}^2} - \frac{1}{n_{\text{high}}^2}\right)$$

|Δ E|=k(1n_low^2-1n_high^2)

Energia del fotone per un salto tra due livelli dell’idrogeno

$$\bar{m} = \sum_i (\text{fraction}_i)(m_i)$$

=_i (fraction_i)(m_i)

Massa atomica media dalle abbondanze isotopiche

Esempi svolti passo passo

Esempio 1.1 Che lunghezza d’onda emette un atomo di idrogeno quando il suo elettrone scende da n = 3 a n = 2?

1. Salto di energia: |ΔE| = k(1/2² − 1/3²) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × (1/4 − 1/9) = 2.179 × 10⁻¹⁸ J × 5/36 = 3.026 × 10⁻¹⁹ J.
2. Riscrivi E = hc/λ come λ = hc/E.
3. λ = (6.626 × 10⁻³⁴ J·s × 2.998 × 10⁸ m/s) ÷ 3.026 × 10⁻¹⁹ J = 6.564 × 10⁻⁷ m.
4. Converti: 6.564 × 10⁻⁷ m = 656 nm.

Risposta: 656 nm, luce rossa. È la riga rossa brillante dello spettro dell’idrogeno che gli astronomi usano per individuare l’idrogeno gassoso nello spazio.

Esempio 1.2 Scrivi la configurazione elettronica del ferro (Fe, Z = 26) e dello ione Fe^{2+}. Quanti elettroni spaiati ha Fe?

1. Riempi in ordine con 26 elettroni: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$.
2. Notazione abbreviata: l'argon ha 18 elettroni, quindi Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$.
3. Regola di Hund per $3d^6$: i cinque orbitali d ricevono un elettrone ciascuno, poi uno si appaia. Restano 4 elettroni spaiati.
4. I metalli di transizione perdono prima gli elettroni 4s quando formano ioni, quindi Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Risposta: Fe = [Ar] $4s^2\ 3d^6$ con 4 elettroni spaiati; Fe^{2+} = [Ar] $3d^6$.

Esempio 1.3 Il cloro è per il 75.76% cloro-35 (34.969 u) e per il 24.24% cloro-37 (36.966 u). Qual è la sua massa atomica media?

1. Converti le percentuali in frazioni: 0.7576 e 0.2424.
2. Moltiplica ogni massa per la sua frazione: 0.7576 × 34.969 u = 26.49 u; 0.2424 × 36.966 u = 8.961 u.
3. Somma: 26.49 u + 8.961 u = 35.45 u.

Risposta: 35.45 u, che corrisponde al valore della tavola periodica per il cloro.

Esercizi

Svolgi ciascuno prima su carta, poi controlla.

1. Quanti protoni, neutroni ed elettroni ci sono in un atomo di carbonio-14?

   6 protoni, 8 neutroni (14 − 6) e 6 elettroni.

2. Un laser verde ha una lunghezza d'onda di 532 nm. Trova la sua frequenza e l'energia di un fotone.

   $\nu = c/\lambda = (2.998 \times 10^8\ m/s) \div (532 \times 10^{-9}\ m) = 5.64 \times 10^{14}$ Hz. $E = h\nu = 6.626 \times 10^{-34}\ J{\cdot}s \times 5.64 \times 10^{14}\ Hz = 3.73 \times 10^{-19}$ J.

3. Elenca i valori ammessi di m_l quando l = 2.

   −2, −1, 0, +1, +2 (cinque orbitali d).

4. Quale combinazione di numeri quantici è impossibile: (a) n = 2, l = 1, m_l = −1; (b) n = 2, l = 2, m_l = 0; (c) n = 3, l = 0, m_l = 0?

   (b). l deve essere minore di n, quindi n = 2 ammette solo l = 0 o 1.

5. Qual è il numero massimo di elettroni nel guscio n = 3?

$2n^2 = 2 \times 3^2 = 18$ (3s ne contiene 2, 3p ne contiene 6, 3d ne contiene 10).

6. Scrivi la configurazione dello zolfo (Z = 16) e conta i suoi elettroni spaiati.

   [Ne] $3s^2\ 3p^4$. I quattro elettroni 3p si dispongono ↑↓ ↑ ↑, quindi 2 sono spaiati.

7. Quale è più grande, un atomo di sodio o uno di cloro? Perché?

   Il sodio. Sono entrambi nel periodo 3, ma il cloro ha 6 protoni in più che avvicinano lo stesso guscio di elettroni.

Errori concettuali comuni

Mito: Gli elettroni girano intorno al nucleo in cerchi perfetti, come pianeti.

In realtà: Un orbitale è una regione in cui è probabile trovare un elettrone, non una traiettoria. I cerchi del modello di Bohr funzionano solo per i livelli energetici dell'idrogeno.

Mito: Gli elettroni 4s restano al loro posto quando un metallo di transizione forma uno ione, perché il 4s si è riempito per primo.

In realtà: I metalli di transizione perdono gli elettroni 4s prima dei 3d. Fe^{2+} è [Ar] $3d^6$, non [Ar] $4s^2\ 3d^4$.

Mito: La luce a frequenza più alta ha una lunghezza d'onda più lunga.

In realtà: Frequenza e lunghezza d'onda sono inversamente proporzionali ($c = \lambda\nu$). Frequenza più alta significa lunghezza d'onda più corta e più energia per fotone.

Mito: La massa atomica della tavola periodica è la massa di ogni atomo di quell'elemento.

In realtà: La tavola mostra una media ponderata degli isotopi naturali. Ogni singolo atomo ha la massa del proprio isotopo.

Flashcard

Numero atomico (Z)

Numero di protoni nel nucleo; definisce l'elemento.

Isotopo

Atomi dello stesso elemento con un diverso numero di neutroni.

$E = h\nu$

L'energia di un fotone è uguale alla costante di Planck per la sua frequenza.

Principio di esclusione di Pauli

Due elettroni di un atomo non hanno mai gli stessi quattro numeri quantici; al massimo due per orbitale.

Regola di Hund

Riempire gli orbitali di uguale energia uno alla volta, con spin paralleli, prima di appaiare.

Valori di l ammessi

da 0 a n − 1 (s = 0, p = 1, d = 2, f = 3).

Energia di ionizzazione

Energia necessaria per togliere un elettrone a un atomo gassoso; aumenta lungo un periodo.

Spettro a righe

L'insieme delle lunghezze d'onda emesse da un elemento; un'impronta usata per identificarlo.

Quiz di autoverifica

1. Quale fotone trasporta più energia?

Luce rossa, 700 nm

Luce verde, 530 nm

Luce ultravioletta, 250 nm

Luce infrarossa, 1000 nm

Luce ultravioletta, 250 nm. E = hc/λ, quindi la lunghezza d'onda più corta (250 nm) ha più energia.

2. Quanti orbitali ci sono in un sottoguscio p?

1

3

5

7

3. l = 1 dà m_l = −1, 0, +1: tre orbitali.

3. Qual è la configurazione dell'ossigeno (Z = 8) nello stato fondamentale?

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

$1s^2\ 2s^4\ 2p^2$

$1s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. 2 + 2 + 4 = 8 elettroni, che riempiono 1s, poi 2s, poi 2p.

4. Lungo il periodo 3, da Na ad Ar, la prima energia di ionizzazione in genere…

diminuisce

aumenta

resta uguale

scende a zero in Ar

aumenta. La carica nucleare cresce mentre il guscio resta lo stesso, quindi gli elettroni sono trattenuti più saldamente.

5. Quale combinazione di numeri quantici è ammessa?

n = 1, l = 1

n = 3, l = 2, $m_l = -3$

n = 4, l = 3, $m_l = +2$

n = 2, l = 0, $m_l = +1$

n = 4, l = 3, $m_l = +2$. Per l = 3, m_l può andare da −3 a +3, e l = 3 è minore di n = 4.

Rifai questo quiz

Come questo aiuta a salvare il pianeta

Ogni gas assorbe ed emette luce alle proprie lunghezze d'onda: è l'idea alla base degli spettri atomici a righe. Gli spettrometri sui satelliti usano queste impronte per misurare i gas dall'orbita.

Lo strumento EMIT della NASA, sulla Stazione spaziale internazionale, usa la spettroscopia per immagini per trovare grandi pennacchi di metano, aiutando a individuare e riparare le perdite. Così protegge il clima per le persone e per la natura.

Il satellite OCO-2 della NASA misura l'anidride carbonica da quanta luce solare la CO_2 assorbe a lunghezze d'onda specifiche.

Su Saving Planets: EMIT: il metano visto dall'orbita · OCO-2: misurare la CO_2

Fonti: Scienze della Terra NASA: cambiamento climatico (in inglese) (https://science.nasa.gov/climate-change/)

Risorse di apprendimento gratuite

- OpenStax Chemistry 2e, 6.3 Development of Quantum Theory (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-3-development-of-quantum-theory): Sezione di un manuale gratuito con esempi ed esercizi di fine capitolo.
- OpenStax Chemistry 2e, 6.4 Electron Configurations (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/6-4-electronic-structure-of-atoms-electron-configurations): Aufbau, regola di Hund ed eccezioni.
- PhET: Build an Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/build-an-atom): Simulazione gratuita: aggiungi protoni, neutroni ed elettroni.
- PhET: Models of the Hydrogen Atom (https://phet.colorado.edu/en/simulations/models-of-the-hydrogen-atom): Confrontare il modello di Bohr e quello quantistico.
- MIT OpenCourseWare 5.111SC Principles of Chemical Science (in inglese) (https://ocw.mit.edu/courses/5-111sc-principles-of-chemical-science-fall-2014/): Lezioni video e serie di esercizi gratuite.

- [ ] **Ho finito questa unità**

Stechiometria

La matematica delle reazioni chimiche: contare gli atomi pesando, bilanciare le equazioni e prevedere quanto prodotto si ottiene. Ti servirà più avanti per la combustione e la propulsione dei razzi.

Obiettivi di apprendimento

Alla fine di questa unità saprai:

- Convertire tra massa, moli e numero di particelle usando la massa molare e il numero di Avogadro.
- Bilanciare le equazioni chimiche a occhio, comprese le combustioni.
- Usare i rapporti molari per trovare la massa di un prodotto o di un reagente.
- Individuare il reagente limitante e calcolare la resa teorica e percentuale.
- Calcolare la molarità e risolvere problemi di diluizione.

Concetti chiave

- Una mole è 6.02214076 × 10^{23} particelle (numero di Avogadro, esatto per definizione). La massa molare in g/mol è uguale alla massa formula in unità di massa atomica.
- Un'equazione bilanciata ha lo stesso numero di atomi di ogni tipo da entrambi i lati. Cambia solo i coefficienti, mai i pedici.
- I coefficienti danno rapporti molari, non rapporti di massa. Converti sempre i grammi in moli prima di usarli.
- Il reagente limitante si esaurisce per primo e fissa la quantità massima di prodotto (la resa teorica). La resa percentuale confronta ciò che hai ottenuto davvero con quel massimo.
- La molarità (M) è il numero di moli di soluto per litro di soluzione. Diluendo, le moli di soluto restano le stesse, quindi $M_1V_1 = M_2V_2$.
- Nella combustione completa un idrocarburo reagisce con l'ossigeno dando anidride carbonica e acqua. L'ossigeno viene dall'aria, ed è per questo che la CO_2 prodotta pesa più del combustibile bruciato.

Equazioni chiave

$$n = \frac{m}{M}$$

`n=m/M`

Moli = massa ÷ massa molare

$$N = n\,N_A, \qquad N_A = 6.02214076 \times 10^{23}\ \mathrm{mol^{-1}}$$

`N=n N_A, N_A=6.02214076×10^23\ mol^-1`

Numero di particelle

$$\text{percent yield} = \frac{\text{actual yield}}{\text{theoretical yield}} \times 100\%$$

`percent yield= yieldtheoretical yield×100\%`

Resa percentuale

$$M = \frac{n_{\text{solute}}}{V_{\text{solution}}\,(\text{L})}$$

`M=_soluteV_solution\ (L)`

Molarità

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

`M_1V_1=M_2V_2`

Diluizione

Esempi svolti passo passo

Esempio 2.1 Il metano brucia: $CH_4 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$. Bilancia l'equazione, poi trova la massa di CO_2 prodotta bruciando 1.00 kg di metano.

1. Bilancia C: 1 CH_4 dà 1 CO_2. Bilancia H: 4 H richiedono 2 H_2O. Bilancia O: 2 (in CO_2) + 2 (in 2 H_2O) = 4 atomi di O, quindi 2 O_2.
2. Bilanciata: $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$.
3. Moli di CH_4: 1000 g ÷ 16.04 g/mol = 62.34 mol.
4. Rapporto molare CO_2 : CH_4 = 1 : 1, quindi 62.34 mol di CO_2.
5. Massa di CO_2: 62.34 mol × 44.01 g/mol = 2744 g.

Risposta: Circa 2.74 kg di CO_2 da 1.00 kg di metano. La massa in più è ossigeno preso dall'aria.

Esempio 2.2 I motori a razzo idrogeno–ossigeno funzionano con $2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O$. Se 10.0 g di H_2 reagiscono con 64.0 g di O_2, qual è il limitante, quanta acqua si forma e cosa avanza?

1. Moli: H_2 = 10.0 g ÷ 2.016 g/mol = 4.960 mol; O_2 = 64.0 g ÷ 32.00 g/mol = 2.000 mol.
2. Per usare tutte le 2.000 mol di O_2 servono 2 × 2.000 = 4.000 mol di H_2. Ne hai 4.960 mol, quindi O_2 finisce per primo: O_2 è il limitante.
3. Acqua: 2 mol di H_2O per mole di O_2, quindi 4.000 mol di H_2O × 18.02 g/mol = 72.1 g.
4. Avanzo: 4.960 − 4.000 = 0.960 mol H_2 × 2.016 g/mol = 1.94 g di H_2.
5. Verifica: 72.1 g + 1.94 g = 74.0 g, come 10.0 g + 64.0 g. La massa si conserva.

Risposta: O_2 è il limitante; si formano 72.1 g di acqua e avanzano 1.94 g di H_2.

Esempio 2.3 Come prepari 250.0 mL di NaOH 0.100 M da una soluzione madre 1.00 M?

1. Usa $M_1V_1 = M_2V_2$ con M_1 = 1.00 M, M_2 = 0.100 M, V_2 = 250.0 mL.
2. V_1 = (0.100 M × 250.0 mL) ÷ 1.00 M = 25.0 mL.
3. Preleva 25.0 mL di soluzione madre con una pipetta tarata, versali in un matraccio da 250.0 mL e porta a volume con acqua.

Risposta: 25.0 mL di soluzione madre, diluiti fino a 250.0 mL.

Esercizi

Svolgi ciascuno prima su carta, poi controlla.

1. Bilancia: $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ (combustione del propano).

   $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$.

2. Bilancia la combustione dell'ottano, C_8H_{18}.

   $2\ C_8H_{18} + 25\ O_2 \rightarrow 16\ CO_2 + 18\ H_2O$.

3. Qual è la massa molare dell'ottano, C_8H_{18}?

   8 × 12.011 + 18 × 1.008 = 114.23 g/mol.

4. Quante molecole ci sono in 18.02 g di acqua?

   18.02 g ÷ 18.02 g/mol = 1.000 mol, cioè 6.022×10^{23} molecole.

5. Qual è la molarità di 5.844 g di NaCl sciolti fino a 250.0 mL di soluzione?

   5.844 g ÷ 58.44 g/mol = 0.1000 mol; 0.1000 mol ÷ 0.2500 L = 0.4000 M.

6. 25.0 mL di HCl 6.00 M vengono diluiti fino a 150.0 mL. Qual è la nuova concentrazione?

   M_2 = (6.00 M × 25.0 mL) ÷ 150.0 mL = 1.00 M.

7. La resa teorica di una reazione è 72.1 g, ma ne raccogli 65.0 g. Qual è la resa percentuale?

   65.0 ÷ 72.1 × 100% = 90.2%.

Errori concettuali comuni

Mito: Il reagente con la massa minore è il limitante.

In realtà: Confronta le moli con il rapporto molare. Nell'esempio del razzo H_2 aveva meno massa, ma il limitante era O_2.

Mito: Puoi bilanciare un'equazione cambiando i pedici, per esempio scrivendo H_2O_2 invece di H_2O.

In realtà: I pedici definiscono la sostanza. Cambiarli dà un'altra sostanza chimica. Cambia solo i coefficienti.

Mito: Bruciare 1 kg di combustibile non può produrre più di 1 kg di prodotti.

In realtà: L'ossigeno dell'aria si unisce al combustibile, quindi i prodotti pesano più del solo combustibile (nel complesso la massa si conserva).

Mito: La molarità usa il volume di acqua aggiunta.

In realtà: La molarità usa il volume finale della soluzione: per questo si porta il matraccio a volume.

Flashcard

Mole

$6.02214076 \times 10^{23}$ particelle (valore esatto).

Massa molare

Massa di una mole di una sostanza, in g/mol.

Reagente limitante

Il reagente consumato per primo; fissa la resa teorica.

Resa teorica

Quantità massima di prodotto prevista dal reagente limitante.

Molarità

Moli di soluto per litro di soluzione (mol/L).

Diluizione

$M_1V_1 = M_2V_2$; le moli di soluto restano le stesse.

Combustione completa di un idrocarburo

Combustibile + $O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Rapporto molare

Rapporto tra i coefficienti in un'equazione bilanciata.

Quiz di autoverifica

1. Quante moli ci sono in 88.0 g di CO_2 (44.01 g/mol)?

0.500 mol

1.00 mol

2.00 mol

3.87×10^3 mol

2.00 mol. 88.0 g ÷ 44.01 g/mol = 2.00 mol.

2. In $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$, quante moli di O_2 reagiscono con 2 mol di C_3H_8?

5

10

2.5

7

10. Il rapporto è 5 O_2 per ogni C_3H_8, quindi 2 × 5 = 10 mol.

3. Cosa mantiene costante $M_1V_1 = M_2V_2$?

Volume

Concentrazione

Moli di soluto

Massa d'acqua

Moli di soluto. Aggiungere solvente cambia volume e concentrazione, ma non le moli di soluto.

4. La resa teorica è fissata da...

il reagente in eccesso

il reagente limitante

il catalizzatore

il prodotto più pesante

il reagente limitante. Il prodotto smette di formarsi quando il reagente limitante si esaurisce.

5. Qual è la massa molare di H_2O?

10.0 g/mol

16.00 g/mol

17.01 g/mol

18.02 g/mol

18.02 g/mol. 2 × 1.008 + 16.00 = 18.02 g/mol.

Rifai questo quiz

Come questo aiuta a salvare il pianeta

La stechiometria è il modo in cui ingegneri e climatologi trasformano il consumo di combustibile in emissioni. Come mostra l'esempio svolto, bruciare 1 kg di metano libera circa 2.74 kg di CO_2.

La stessa matematica serve a dimensionare i carichi di propellente dei razzi, a confrontare combustibili più puliti e a verificare quanta CO_2 rimuove un progetto di cattura.

L'Agenzia per la protezione dell'ambiente degli Stati Uniti osserva che l'anidride carbonica entra nell'atmosfera soprattutto bruciando combustibili fossili, rifiuti solidi e legno. Contarla con precisione è il primo passo per ridurla, il che protegge sia le persone sia gli ecosistemi.

Su Saving Planets: Carbfix: trasformare la CO_2 in pietra · Programma Artemis

Fonti: EPA USA: panoramica dei gas serra (in inglese) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases) · NASA Glenn: la spinta di un razzo (per studenti, in inglese) (https://www.grc.nasa.gov/www/k-12/airplane/rockth.html)

Risorse di apprendimento gratuite

- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 3: Composition of Substances and Solutions (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-introduction): Moli, formule e molarità.
- OpenStax Chemistry 2e, 4.3 Reaction Stoichiometry (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/4-3-reaction-stoichiometry): Rapporti molari e rese con esempi.
- PhET: Balancing Chemical Equations (https://phet.colorado.edu/en/simulations/balancing-chemical-equations): Esercitati a bilanciare con correzione immediata.
- PhET: Reactants, Products and Leftovers (https://phet.colorado.edu/en/simulations/reactants-products-and-leftovers): Visualizza i reagenti limitanti.

- Khan Academy: chimica (https://www.khanacademy.org/science/chemistry): Video ed esercizi gratuiti sulla stechiometria.

☐ **Ho finito questa unità**

Geometria molecolare e legame

Perché gli atomi si legano, come disegnare le molecole, che forme assumono e le forze tra molecole che decidono se una sostanza è gas, liquido o solido.

Obiettivi di apprendimento

Alla fine di questa unità saprai:

- Classificare i legami come ionici, covalenti polari o covalenti apolari usando l'elettronegatività.
- Disegnare strutture di Lewis e verificarle con la carica formale.
- Prevedere la geometria delle coppie elettroniche e quella molecolare con la teoria VSEPR.
- Stabilire se una molecola è polare in base ai legami e alla forma.
- Ordinare le sostanze per punto di ebollizione usando le forze intermolecolari.

Concetti chiave

- I legami ionici si formano quando gli elettroni passano tra atomi con elettronegatività molto diverse (per esempio Na e Cl). I legami covalenti condividono coppie di elettroni.
- L'elettronegatività è l'attrazione di un atomo sugli elettroni condivisi. Una condivisione diseguale crea un legame polare con cariche parziali δ+ e δ−.
- Le strutture di Lewis mostrano gli elettroni di valenza come legami e doppietti liberi. La maggior parte degli atomi dei gruppi principali finisce con otto elettroni intorno (regola dell'ottetto); l'idrogeno con due.
- La carica formale aiuta a scegliere la migliore struttura di Lewis: la migliore ha cariche formali il più vicine possibile a zero.
- VSEPR: i gruppi elettronici (legami e doppietti liberi) attorno a un atomo centrale si allontanano il più possibile. 2 gruppi: lineare, 180°. 3: trigonale planare, 120°. 4: tetraedrica, 109.5°. 5: bipiramidale trigonale. 6: ottaedrica.
- I doppietti liberi occupano più spazio dei legami, quindi stringono gli angoli di legame: l'acqua è piegata a circa 104.5°, l'ammoniaca è piramidale trigonale a circa 107°.
- Una molecola è polare se i dipoli di legame non si annullano. CO_2 ha legami polari ma è lineare, quindi nel complesso è apolare; H_2O è piegata, quindi è polare.
- Forze intermolecolari, dalla più debole alla più forte a parità di dimensioni: dispersione di London (tutte le molecole, maggiore con più elettroni), dipolo–dipolo (molecole polari), legame a idrogeno (H legato a N, O o F). Forze più intense significano punti di ebollizione più alti.

Equazioni chiave

$$\mathrm{FC} = V - N - \frac{B}{2}$$

FC=V-N-B/2

Carica formale: V = elettroni di valenza, N = elettroni non di legame, B = elettroni di legame

$$\Delta\chi = |\chi_A - \chi_B|$$

Differenza di elettronegatività; più è grande, più il legame è polare

Esempi svolti passo passo

Esempio 3.1 Disegna la struttura di Lewis di CO_2 e prevedi forma e polarità.

1. Conta gli elettroni di valenza: C ne ha 4, ogni O ne ha 6: 4 + 2 × 6 = 16.
2. Metti C al centro e collega ogni O con un doppio legame: O=C=O usa 8 elettroni.
3. Metti gli 8 rimanenti come due doppietti liberi su ogni O. Ora ogni atomo ha l'ottetto.
4. Cariche formali: C = 4 − 0 − 8/2 = 0; ogni O = 6 − 4 − 4/2 = 0. Una buona struttura.
5. Due gruppi elettronici su C e nessun doppietto libero: lineare, 180°. I due dipoli C=O puntano in direzioni opposte e si annullano.

Risposta: O=C=O, lineare e nel complesso apolare, anche se ogni legame è polare.

Esempio 3.2 Prevedi forma, angolo di legame e polarità dell'acqua.

1. Elettroni di valenza: 2 × 1 + 6 = 8.
2. Due legami O–H usano 4 elettroni; gli altri 4 sono due doppietti liberi su O.
3. Quattro gruppi elettronici: geometria elettronica tetraedrica. Con due doppietti liberi, la forma molecolare è piegata.
4. I doppietti liberi avvicinano i legami: angolo di circa 104.5°, minore di 109.5°.
5. In una forma piegata i dipoli di legame non si annullano, quindi l'acqua è polare e può formare legami a idrogeno.

Risposta: Piegata, circa 104.5°, polare.

Esempio 3.3 Quale ha il punto di ebollizione più alto: il metano (CH_4) o l'ottano (C_8H_{18})? Perché?

1. Sono entrambi idrocarburi apolari, quindi la forza principale è la dispersione di London.
2. L'ottano ha molti più elettroni e una forma più allungata, quindi le sue forze di dispersione sono molto più forti.

Risposta: L'ottano. Per questo l'ottano è liquido a temperatura ambiente mentre il metano è un gas.

Esercizi

Svolgi ciascuno prima su carta, poi controlla.

1. Prevedi forma e angolo di legame di NH_3.

   Quattro gruppi elettronici con un doppietto libero: piramidale trigonale, circa 107°.

2. Prevedi la forma di CH_4 e di' se è polare.

   Tetraedrica, 109.5°. I quattro dipoli C–H si annullano, quindi è apolare.

3. BF_3 è polare?

   No. È trigonale planare, con tre legami B–F identici i cui dipoli si annullano.

4. Qual è la forma di SF_6?

   Ottaedrica (sei gruppi di legame, nessun doppietto libero su S), angoli di legame di 90°.

5. Trova la carica formale di N nello ione ammonio, NH_4^+.

   FC = 5 − 0 − 8/2 = +1.

6. Perché H_2O bolle a 100 °C mentre H_2S, più pesante, bolle molto più in basso?

   Le molecole d'acqua formano legami a idrogeno tra loro; H_2S non riesce a formarli altrettanto forti, quindi serve meno energia per separarne le molecole.

7. SO_2 è polare o apolare?

   Polare. Lo zolfo ha un doppietto libero, quindi SO_2 è piegata e i dipoli di legame non si annullano.

Errori concettuali comuni

Mito: Una molecola con legami polari deve essere polare.
In realtà: La forma conta. CO_2 e CCl_4 hanno legami polari ma forme simmetriche, quindi sono apolari.

Mito: L'ebollizione rompe i legami all'interno delle molecole.
In realtà: Far bollire l'acqua separa le molecole di H_2O l'una dall'altra. I legami O–H dentro ogni molecola restano intatti.

Mito: I doppietti liberi non influiscono sulla forma perché non si vedono nella formula.
In realtà: I doppietti liberi respingono più dei legami e piegano la forma, come in H_2O e NH_3.

Mito: I legami a idrogeno sono legami con atomi di idrogeno in qualsiasi molecola.
In realtà: Servono un H legato a N, O o F, attratto da un doppietto libero di un altro N, O o F.

Flashcard

Elettronegatività

Quanto fortemente un atomo attira a sé gli elettroni condivisi.

Regola dell’ottetto

Gli atomi dei gruppi principali tendono a finire con otto elettroni di valenza.

Carica formale

CF = V − N − B/2; le strutture migliori la mantengono vicina a zero.

VSEPR, 4 gruppi

Tetraedrica, 109.5°.

La forma dell’acqua

Piegata, circa 104.5°.

Legame a idrogeno

Attrazione tra un H legato a N/O/F e un doppietto libero di un altro N/O/F.

Dispersione di London

Debole attrazione dovuta a dipoli temporanei; cresce con più elettroni.

Molecola polare

I dipoli di legame non si annullano a causa della sua forma.

Quiz di autoverifica

1. Qual è la forma molecolare di un atomo centrale con 3 legami e 1 doppietto libero?

Trigonale planare

Piramidale trigonale

Piegata

Tetraedrica

Piramidale trigonale. Quattro gruppi elettronici, uno dei quali un doppietto libero: piramidale trigonale, come NH_3.

2. Quale molecola è apolare?

H_2O

NH_3

CO_2

SO_2

CO_2. Nella CO_2 lineare i dipoli di legame opposti si annullano.

3. Quale forza intermolecolare è presente in tutte le molecole?

Legame a idrogeno

Dipolo–dipolo

Dispersione di London

Ione–dipolo

Dispersione di London. Ogni molecola ha elettroni che possono formare dipoli temporanei.

4. Qual è l'angolo di legame ideale in una molecola tetraedrica?

90°

109.5°

120°

180°

109.5°. Quattro gruppi distribuiti in 3D a 109.5°.

5. Quanti elettroni di valenza ci sono nella struttura di Lewis di CO_2?

12

14

16

22

16. 4 dal C più 6 da ciascun O.

Rifai questo quiz

Come questo aiuta a salvare il pianeta

La forma delle molecole spiega l'effetto serra. Molecole come CO_2, CH_4 e H_2O possono piegarsi o allungarsi cambiando il loro dipolo, quindi assorbono il calore infrarosso irradiato dalla Terra. N_2 e O_2, che formano la maggior parte dell'aria, non possono.

I legami a idrogeno rendono il ghiaccio meno denso dell'acqua liquida, quindi il ghiaccio galleggia. I laghi gelano dall'alto, e pesci e altri organismi superano l'inverno nell'acqua sottostante.

Le forze intermolecolari guidano anche le bonifiche: il petrolio è apolare e non si mescola con l'acqua, per questo le fuoriuscite si allargano in chiazze superficiali.

Su Saving Planets: GOSAT-GW: i gas serra visti dallo spazio · Sezione Laghi

Fonti: EPA USA: panoramica dei gas serra (in inglese) (https://www.epa.gov/ghgemissions/overview-greenhouse-gases)

Risorse di apprendimento gratuite

- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 7: Chemical Bonding and Molecular Geometry (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-introduction): Strutture di Lewis, carica formale e VSEPR.
- OpenStax Chemistry 2e, 7.6 Molecular Structure and Polarity (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/7-6-molecular-structure-and-polarity): Forme e dipoli con esempi svolti.
- OpenStax Chemistry 2e, 10.1 Intermolecular Forces (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/10-1-intermolecular-forces): Dispersione, dipolo–dipolo e legame a idrogeno.
- PhET: Molecule Shapes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-shapes): Costruisci molecole in 3D e guarda i doppietti liberi cambiare la forma.
- PhET: Molecule Polarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molecule-polarity): Cambia l'elettronegatività e osserva i dipoli di legame e molecolari.

☐ **Ho finito questa unità**

Stati della materia: gas e soluzioni

Come i gas rispondono a pressione e temperatura, come funzionano le miscele di gas e come le sostanze (compresi ossigeno e CO_2) si sciolgono in acqua.

Obiettivi di apprendimento

Alla fine di questa unità saprai:

- Usare le leggi di Boyle e di Charles e la legge combinata dei gas, sempre in kelvin.
- Risolvere problemi con la legge dei gas ideali, PV = nRT, compresa la massa molare dalla densità.
- Usare la legge di Dalton delle pressioni parziali.
- Spiegare il comportamento dei gas con la teoria cinetico-molecolare.
- Descrivere la solubilità e usare la legge di Henry per i gas che si sciolgono nei liquidi.

Concetti chiave

- Le leggi dei gas richiedono la temperatura assoluta: T(K) = T(°C) + 273.15.
- A temperatura costante, pressione e volume sono inversamente proporzionali (Boyle). A pressione costante, il volume è proporzionale alla temperatura in kelvin (Charles).
- La legge dei gas ideali, PV = nRT, lega pressione, volume, moli e temperatura. A 0 °C e 1 atm, una mole di gas ideale occupa 22.4 L.
- In una miscela di gas ogni gas esercita la propria pressione parziale, e la loro somma è la pressione totale (legge di Dalton). L'aria secca contiene circa il 20.95% di ossigeno in volume.
- Teoria cinetico-molecolare: le particelle di gas si muovono velocemente e a caso, urtano in modo elastico e la loro energia cinetica media è proporzionale alla temperatura in kelvin.
- Una soluzione è una miscela omogenea. «Il simile scioglie il simile»: i solventi polari come l'acqua sciolgono le sostanze polari e ioniche.
- La quantità di un gas che si scioglie in un liquido aumenta con la sua pressione parziale (legge di Henry) e di solito diminuisce quando l'acqua si scalda.

Equazioni chiave

$$PV = nRT$$

`PV=nRT`

Legge dei gas ideali

$$R = 0.08206\ \frac{\text{L·atm}}{\text{mol·K}} = 8.314\ \frac{\text{J}}{\text{mol·K}}$$

`R=0.08206\ ·atmmol·K=8.314\ ·K`

Costante dei gas

$$\frac{P_1V_1}{T_1} = \frac{P_2V_2}{T_2}$$

`(P_1V_1)/(T_1)=(P_2V_2)/(T_2)`

Legge combinata dei gas (quantità di gas fissa)

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B + \ldots, \qquad P_A = x_A\, P_{\text{total}}$$

`P_total=P_A+P_B+, P_A=x_A P_total`

Legge di Dalton; x è la frazione molare

$$M = \frac{dRT}{P}$$

`M=dRT/P`

Massa molare dalla densità d del gas

$$C_g = k_H\, P_g$$

`C_g=k_H P_g`

Legge di Henry: concentrazione del gas disciolto

Esempi svolti passo passo

Esempio 4.1 Che volume occupa 1.00 mol di gas ideale a 25.0 °C e 1.00 atm?

1. Converti la temperatura: 25.0 + 273.15 = 298.2 K.
2. V = nRT/P = 1.00 mol × 0.08206 L·atm/(mol·K) × 298.2 K ÷ 1.00 atm.
3. V = 24.5 L.

Risposta: 24.5 L, un po' più dei 22.4 L a 0 °C, perché il gas più caldo si espande.

Esempio 4.2 Un pallone meteorologico contiene 2.00 L di elio a 1.00 atm e 300 K. Sale fin dove la pressione è 0.500 atm e la temperatura 250 K. Qual è il suo nuovo volume?

1. Legge combinata dei gas risolta per V_2: $V_2 = V_1 \times (P_1/P_2) \times (T_2/T_1)$.
2. V_2 = 2.00 L × (1.00/0.500) × (250/300).
3. V_2 = 2.00 L × 2 × 0.8333 = 3.33 L.

Risposta: 3.33 L. La pressione più bassa lo fa espandere più di quanto il freddo lo contragga.

Esempio 4.3 Stima quanto ossigeno si scioglie in acqua a 25 °C esposta all'aria a 1.00 atm. La costante di Henry di O_2 è circa 1.3×10^{-3} mol/(L·atm).

1. Pressione parziale di O_2: 0.2095 × 1.00 atm = 0.21 atm.
2. C = k_H × P = 1.3×10^{-3} mol/(L·atm) × 0.21 atm = 2.7×10^{-4} mol/L.
3. Converti in massa: 2.7×10^{-4} mol/L × 32.00 g/mol = 8.7×10^{-3} g/L = 8.7 mg/L.

Risposta: Circa 9 mg di ossigeno per litro: una piccola quantità, ed è tutto ciò che pesci e altri organismi acquatici hanno per respirare.

Esercizi

Svolgi ciascuno prima su carta, poi controlla.

1. Converti 25 °C e −40 °C in kelvin.

   298 K e 233 K (aggiungi 273.15).

2. Quante moli di gas riempiono 10.0 L a 0 °C (273.15 K) e 1.00 atm?

   n = PV/RT = (1.00 × 10.0) ÷ (0.08206 × 273.15) = 0.446 mol.

3. A temperatura costante, cosa succede al volume di un gas se la pressione raddoppia?

   Si dimezza (legge di Boyle).

4. Un gas ha una densità di 1.25 g/L a 0 °C e 1.00 atm. Trova la sua massa molare.

   M = dRT/P = 1.25 × 0.08206 × 273.15 ÷ 1.00 = 28.0 g/mol (compatibile con N_2).

5. Un serbatoio contiene 2.0 mol di N_2 e 0.50 mol di O_2 a 5.0 atm totali. Qual è la pressione parziale di O_2?

   $x(O_2) = 0.50 \div 2.5 = 0.20$; $P(O_2) = 0.20 \times 5.0$ atm = 1.0 atm.

6. Perché una lattina di bibita gassata si sgasa più in fretta quando è calda?

   La solubilità dei gas cala quando la temperatura sale, quindi la CO_2 disciolta sfugge più in fretta.

Errori concettuali comuni

Mito: Puoi usare i °C nelle leggi dei gas.
In realtà: Usa sempre i kelvin. A 0 °C il volume non è zero; a 0 K lo sarebbe.

Mito: 22.4 L/mol vale per qualsiasi gas in qualsiasi condizione.
In realtà: Vale solo per un gas ideale a 0 °C e 1 atm. A 25 °C è circa 24.5 L.

Mito: Alla stessa temperatura, le molecole di gas più pesanti si muovono più velocemente.

In realtà: Alla stessa temperatura tutti i gas hanno la stessa energia cinetica media, quindi le molecole più pesanti si muovono più lentamente.

Mito: I gas si sciolgono meglio nell'acqua calda, come lo zucchero.

In realtà: La maggior parte dei gas è meno solubile in acqua più calda.

Flashcard

Legge dei gas ideali

PV = nRT.

R

0.08206 L·atm/(mol·K) oppure 8.314 J/(mol·K).

Legge di Boyle

$P_1V_1 = P_2V_2$ a n e T costanti.

Legge di Charles

$V_1/T_1 = V_2/T_2$ a n e P costanti.

Legge di Dalton

La pressione totale è la somma delle pressioni parziali.

Legge di Henry

Concentrazione del gas disciolto = k_H × pressione parziale.

Kelvin

T(K) = T(°C) + 273.15.

Volume molare

22.4 L/mol per un gas ideale a 0 °C e 1 atm.

Quiz di autoverifica

1. Quale scala di temperatura si deve usare nei calcoli con le leggi dei gas?

Celsius

Fahrenheit

Kelvin

Uno qualsiasi

Kelvin. Le leggi dei gas sono proporzionali alla temperatura assoluta.

2. A pressione costante, un gas viene riscaldato da 200 K a 400 K. Il suo volume...

si dimezza

raddoppia

resta uguale

quadruplica

raddoppia. Legge di Charles: V è proporzionale a T in kelvin.

3. L'aria a 1.00 atm contiene circa il 21% di O_2. La pressione parziale di O_2 è circa...

0.21 atm

0.79 atm

1.00 atm

21 atm

0.21 atm. $P(O_2) = 0.21 \times 1.00$ atm.

4. Cosa succede all'ossigeno disciolto quando un lago si scalda?

Aumenta

Diminuisce

Non cambia

Si trasforma in CO_2

Diminuisce. La solubilità dei gas in acqua di solito diminuisce con la temperatura.

5. Quanto vale R in L·atm/(mol·K)?

8.314

0.08206

22.4

6.022×10^{23}

0.08206. 8.314 è il valore in J/(mol·K).

Rifai questo quiz

Come questo aiuta a salvare il pianeta

I gas disciolti decidono cosa può vivere nell'acqua. Poiché l'acqua calda trattiene meno ossigeno, il riscaldamento di laghi e fiumi può stressare i pesci, e chi controlla la qualità dell'acqua misura l'ossigeno disciolto per proteggerli.

La legge di Henry spiega anche l'acidificazione degli oceani. Quando la CO_2 nell'aria aumenta, se ne scioglie di più nell'acqua di mare e si forma acido carbonico. La NOAA riferisce che l'oceano assorbe circa il 30% della CO_2 emessa nell'atmosfera e che il pH dell'oceano superficiale è sceso di circa 0.1 dalla rivoluzione industriale, cioè un aumento dell'acidità di circa il 30%.

Conta per le persone come per le barriere coralline: la NOAA osserva che ostriche, coralli e altri organismi con conchiglia faticano in acque più acide, e molte attività di pesca e lavori costieri dipendono da loro.

Su Saving Planets: Sezione Oceani · PACE: colore dell'oceano e plancton

Fonti: NOAA: acidificazione degli oceani (didattica, in inglese) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification)

Risorse di apprendimento gratuite

- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 9: Gases (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/9-introduction): Leggi dei gas, miscele e teoria cinetico-molecolare.
- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 11: Solutions and Colloids (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/11-introduction): Solubilità e legge di Henry.
- PhET: Gas Properties (https://phet.colorado.edu/en/simulations/gas-properties): Pompa del gas, scaldalo e guarda la pressione cambiare.
- NOAA: risorse sull'acidificazione degli oceani (in inglese) (https://www.noaa.gov/education/resource-collections/ocean-coasts/ocean-acidification): Lezioni, dati e laboratori sulla CO_2 nell'acqua di mare.

☐ **Ho finito questa unità**

Termodinamica

Energia chimica: calore, entalpia, perché alcune reazioni liberano energia, e un primo sguardo a entropia ed energia libera di Gibbs.

Obiettivi di apprendimento

Alla fine di questa unità saprai:

- Usare q = mcΔT e la calorimetria per trovare flusso di calore e calore specifico.
- Classificare i processi come esotermici o endotermici e indicare il segno di ΔH.
- Usare la legge di Hess e le entalpie standard di formazione per trovare il ΔH di una reazione.
- Enunciare il primo principio della termodinamica con la convenzione dei segni della chimica.
- Usare ΔG = ΔH − TΔS per giudicare se un processo è spontaneo.

Concetti chiave

- L’energia si conserva (primo principio): ΔU = q + w. In chimica, q è il calore fornito al sistema e w il lavoro compiuto sul sistema.
- Le reazioni esotermiche cedono calore all’ambiente (ΔH < 0); quelle endotermiche assorbono calore (ΔH > 0).
- Il calore specifico c è il calore necessario per scaldare 1 g di 1 °C. Quello dell’acqua è alto, 4.184 J/(g·°C), ed è per questo che oceani e laghi si scaldano e si raffreddano lentamente.
- L’entalpia è una funzione di stato, quindi ΔH dipende solo da inizio e fine. Per questo la legge di Hess funziona: puoi sommare le reazioni e i loro valori di ΔH.
- L’entalpia standard di formazione (ΔH°f) è la variazione di entalpia per formare 1 mol di un composto dai suoi elementi nei loro stati standard. Per un elemento nel suo stato standard, ΔH°f = 0.
- L’entropia (S) misura quanto energia e materia sono disperse. La variazione di energia libera di Gibbs, ΔG = ΔH − TΔS, è negativa per un processo spontaneo a temperatura e pressione costanti.

Equazioni chiave

$$q = mc\Delta T$$

```
q=mcΔ T
```

Calore per una variazione di temperatura

$$q_{\text{lost}} = -q_{\text{gained}}$$

```
q_lost=-q_gained
```

Calorimetria: il calore perso dall’oggetto caldo è uguale a quello acquistato dall’oggetto freddo

$$\Delta U = q + w, \qquad w = -P\Delta V$$

`Δ U=q+w, w=-PΔ V`

Primo principio (convenzione dei segni in chimica)

$$\Delta H^\circ_{\text{rxn}} = \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{products}) - \sum n\,\Delta H^\circ_f(\text{reactants})$$

`Δ H^_rxn= n Δ H^_f(products)- n Δ H^_f(reactants)`

Entalpia di reazione dalle entalpie di formazione

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

`Δ G=Δ H-TΔ S`

Energia libera di Gibbs

Esempi svolti passo passo

Esempio 5.1 Quanto calore serve per scaldare 250.0 g di acqua da 20.0 °C a 100.0 °C?

1. ΔT = 100.0 − 20.0 = 80.0 °C.
2. q = mcΔT = 250.0 g × 4.184 J/(g·°C) × 80.0 °C = 83,680 J.
3. In kilojoule: 83.7 kJ.

Risposta: 83.7 kJ.

Esempio 5.2 Trova ΔH° della combustione del metano, $CH_4(g) + 2\,O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l)$, con i valori di ΔH°f: $CH_4(g)$ −74.6, $CO_2(g)$ −393.5, $H_2O(l)$ −285.8 kJ/mol; $O_2(g)$ 0.

1. Prodotti: −393.5 + 2 × (−285.8) = −965.1 kJ.
2. Reagenti: −74.6 + 2 × 0 = −74.6 kJ.
3. ΔH° = −965.1 − (−74.6) = −890.5 kJ.

Risposta: Circa −890 kJ per mole di metano: fortemente esotermica.

Esempio 5.3 Confronta il calore liberato per grammo da metano e idrogeno. Per $H_2(g) + ½\,O_2(g) \rightarrow H_2O(l)$, ΔH° = −285.8 kJ.

1. Metano: 890.5 kJ ÷ 16.04 g = 55.5 kJ/g.
2. Idrogeno: 285.8 kJ ÷ 2.016 g = 141.8 kJ/g.

3. Prodotti: il metano produce CO_2; l'idrogeno produce solo acqua.

Risposta: L'idrogeno libera circa 2.6 volte più calore per grammo, e bruciarlo non produce CO_2. Se l'idrogeno sia pulito nel complesso dipende da come è stato prodotto.

Esempio 5.4 Una reazione ha $\Delta H = +40.0$ kJ e $\Delta S = +120$ J/K. È spontanea a 298 K? Sopra quale temperatura diventa spontanea?

1. Usa le stesse unità: $\Delta S = 0.120$ kJ/K.
2. A 298 K: $\Delta G = 40.0 - 298 \times 0.120 = 40.0 - 35.8 = +4.2$ kJ. Positivo, quindi non spontanea.
3. Poni $\Delta G = 0$: $T = \Delta H / \Delta S = 40.0 \div 0.120 = 333$ K.

Risposta: Non spontanea a 298 K; spontanea sopra circa 333 K (60 °C).

Esercizi

Svolgi ciascuno prima su carta, poi controlla.

1. Quanto calore alza di 10.0 °C 1.00 kg di acqua?

   $q = 1000 \text{ g} \times 4.184 \times 10.0 = 41{,}840$ J = 41.8 kJ.

2. La fusione del ghiaccio è endotermica o esotermica? Qual è il segno di q per il ghiaccio?

   Endotermico; q è positivo perché il ghiaccio assorbe calore.

3. Un metallo di 50.0 g a 100.0 °C viene immerso in 100.0 g di acqua a 20.0 °C. Entrambi finiscono a 22.0 °C. Trova il calore specifico del metallo.

   Calore acquistato dall'acqua = $100.0 \times 4.184 \times 2.0 = 836.8$ J. Metallo: $836.8 = 50.0 \times c \times 78.0$, quindi $c = 0.215$ J/(g·°C).

4. Usa la legge di Hess: $C(s) + O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -393.5$ kJ; $CO + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO_2$, $\Delta H = -283.0$ kJ. Trova ΔH di $C(s) + \frac{1}{2} O_2 \rightarrow CO$.

   Inverti la seconda e somma: $-393.5 + 283.0 = -110.5$ kJ.

5. Quanto vale $\Delta H°f$ di $O_2(g)$?

   Zero: è un elemento nel suo stato standard.

6. Un processo ha $\Delta H < 0$ e $\Delta S > 0$. Quando è spontaneo?

   A ogni temperatura, perché $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ è sempre negativo.

Errori concettuali comuni

Mito: Calore e temperatura sono la stessa cosa.

In realtà: La temperatura misura l'energia media delle particelle; il calore è energia trasferita. Una vasca di acqua tiepida contiene più calore di una tazza di acqua bollente.

Mito: Le reazioni esotermiche avvengono sempre da sole.

In realtà: La spontaneità dipende da ΔG, che include l'entropia. Alcune reazioni esotermiche non sono spontanee ad alte temperature.

Mito: Una reazione spontanea è una reazione veloce.

In realtà: «Spontaneo» indica la direzione, non la velocità. Il diamante che diventa grafite è spontaneo, ma troppo lento per accorgersene.

Mito: Rompere i legami libera energia.

In realtà: Rompere i legami richiede sempre energia. L'energia si libera quando si formano nuovi legami più forti.

Flashcard

$q = mc\Delta T$

Calore = massa × calore specifico × variazione di temperatura.

Esotermico

Libera calore; $\Delta H < 0$.

Endotermico

Assorbe calore; $\Delta H > 0$.

Legge di Hess

Il ΔH di una somma di reazioni è la somma dei loro ΔH.

$\Delta H°f$ di un elemento

Zero nel suo stato standard.

Primo principio

$\Delta U = q + w$; l'energia si conserva.

Energia di Gibbs

$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$; negativo significa spontaneo.

Calore specifico dell'acqua

4.184 J/(g·°C).

Quiz di autoverifica

1. Il segno di ΔH per una reazione esotermica è...

positivo

negativo

zero

dipende dalla temperatura

negativo. Il sistema cede calore all'ambiente.

2. Il calore specifico dell'acqua è...

1.00 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C)

8.314 J/(g·°C)

0.449 J/(g·°C)

4.184 J/(g·°C). 4.184 J riscaldano 1 g di acqua di 1 °C.

3. La legge di Hess funziona perché l'entalpia è...

sempre negativo

una funzione di stato

uguale all'entropia

misurata in kelvin

una funzione di stato. ΔH dipende solo dagli stati iniziale e finale.

4. Una reazione è spontanea quando...

$\Delta G < 0$

$\Delta G > 0$

$\Delta H > 0$

$\Delta S = 0$

$\Delta G < 0$. Una variazione negativa dell'energia di Gibbs significa che il processo può avvenire da solo.

5. Per grammo, quale combustibile libera più calore bruciando ad acqua liquida?

Metano

Idrogeno

Sono uguali

Nessuna delle due libera calore

Idrogeno. Circa 142 kJ/g per l'idrogeno contro 55.5 kJ/g per il metano.

Rifai questo quiz

Come questo aiuta a salvare il pianeta

La termochimica è la contabilità dietro l'energia pulita. Confrontare i kilojoule per grammo e la CO_2 per kilojoule, come negli esempi svolti, mostra perché l'idrogeno prodotto con energia pulita può ridurre le emissioni.

Il Dipartimento dell'Energia degli Stati Uniti osserva che l'idrogeno usato in una cella a combustibile produce solo acqua, e che può essere prodotto da molte fonti, tra cui l'energia solare ed eolica.

L'alto calore specifico dell'acqua permette agli oceani di immagazzinare enormi quantità di calore, il che rende più stabile il clima costiero per persone e fauna.

Su Saving Planets: Sentinel-6B: monitorare il livello del mare · Sezione Osservazione della Terra

Fonti: Dipartimento dell'Energia USA: le basi del combustibile a idrogeno (in inglese) (https://www.energy.gov/eere/fuelcells/hydrogen-fuel-basics)

Risorse di apprendimento gratuite

- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 5: Thermochemistry (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/5-introduction): Calorimetria, entalpia e legge di Hess.
- OpenStax Chemistry 2e, capitolo 16: Thermodynamics (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/16-introduction): Entropia ed energia libera di Gibbs.

- PhET: Energy Forms and Changes (https://phet.colorado.edu/en/simulations/energy-forms-and-changes): Guarda il calore passare tra gli oggetti.
- MIT OpenCourseWare 3.091 Introduction to Solid-State Chemistry (in inglese) (https://ocw.mit.edu/courses/3-091-introduction-to-solid-state-chemistry-fall-2018/): Lezioni gratuite che trattano anche legami ed energia.

☐ **Ho finito questa unità**

Esercizi

Questi esercizi stanno dentro ogni unità. Falli su carta, poi apri la risposta.

1. Teoria atomica e numeri quantici
   7 esercizi
2. Stechiometria
   7 esercizi
3. Geometria molecolare e legame
   7 esercizi
4. Stati della materia: gas e soluzioni
   6 esercizi
5. Termodinamica
   6 esercizi

Il laboratorio (CHEM 110L)

Il laboratorio è la parte pratica del corso, che vale 1 credito in un tipico piano universitario. Qui è gratuito e solo per esercitarsi.

Metti in pratica le idee delle lezioni con sensori digitali, strumenti di misura e vetreria di precisione. Fai le versioni di laboratorio solo in un laboratorio scolastico o universitario con supervisione; ogni esercizio ha anche una versione sicura a casa o virtuale.

Riferimento per la sicurezza: American Chemical Society: sicurezza chimica (in inglese) (https://www.acs.org/chemical-safety.html)

Laboratorio A: formula empirica dell’ossido di magnesio

SETTIMANA 5

Obiettivo: Riscalda il magnesio all’aria, pesa il prodotto e ricava il rapporto intero più semplice tra magnesio e ossigeno.

$$\frac{n_{\mathrm{Mg}}}{n_{\mathrm{O}}} = \frac{m_{\mathrm{Mg}}/24.31}{m_{\mathrm{O}}/16.00}$$

```
_Mgn_O=_Mg/24.31m_O/16.00
```

Dividi ogni quantità di moli per la più piccola, poi arrotonda a numeri interi

Procedimento

1. Riscalda un crogiolo vuoto con coperchio fino a massa costante; lascia raffreddare e pesa.
2. Aggiungi un nastro di magnesio pulito arrotolato e pesa di nuovo.
3. Riscalda con il coperchio leggermente aperto, così entra aria ma il fumo non esce, finché il metallo non smette di brillare.
4. Lascia raffreddare, aggiungi qualche goccia d’acqua e riscalda di nuovo dolcemente (così l’eventuale nitruro di magnesio diventa ossido), poi riscalda forte.
5. Lascia raffreddare e pesa. Ripeti il riscaldamento finché due pesate concordano entro 0.002 g.

Tabella dei dati

Misura	Massa (g)
Crogiolo + coperchio	25.120
Crogiolo + coperchio + Mg	25.360
Crogiolo + coperchio + prodotto	25.520
Mg (per differenza)	0.240
Ossigeno acquistato	0.160

Dati di esempio solo per esercitarsi.

Calcolo di esempio

1. Moli di Mg = 0.240 g ÷ 24.31 g/mol = 9.87 × 10^{-3} mol.
2. Moli di O = 0.160 g ÷ 16.00 g/mol = 1.00 × 10^{-2} mol.
3. Dividi per il più piccolo: Mg 1.00, O 1.01, che si arrotonda a 1 : 1.
4. Formula empirica: MgO.

> **Sicurezza**

- Il magnesio che brucia emette una luce molto intensa, compresi raggi ultravioletti. Non fissarla.
- Usa le pinze; i crogioli restano caldi a lungo dopo aver smesso di brillare.
- Non provarlo mai a casa: gli incendi di magnesio sono difficili da spegnere e l'acqua li peggiora.

Alternativa a casa o virtuale

- Fai lo stesso calcolo da una composizione percentuale, come nella serie finale (40.0% C, 6.71% H, 53.3% O dà CH_2O).
- La sezione 3.2 di OpenStax Chemistry 2e ha altri problemi sulla formula empirica con soluzioni (in inglese).

OpenStax 3.2 Determining Empirical and Molecular Formulas (in inglese) (https://openstax.org/books/chemistry-2e/pages/3-2-determining-empirical-and-molecular-formulas)

Legame con il pianeta: Ricavare la formula di un composto sconosciuto è un primo passo per identificare un inquinante, un minerale o un nuovo materiale.

☐ **Ho completato questo laboratorio (reale o virtuale)**

Laboratorio B: titolazione acido–base e diluizioni

SETTIMANA 6

Obiettivo: Trovare la concentrazione di una soluzione di acido cloridrico titolandola con idrossido di sodio a concentrazione nota.

$$M_a V_a = M_b V_b \quad (1:1 \text{ acid–base})$$

```
M_aV_a=M_bV_b(1 : 1 acid–base)
```

Per HCl + NaOH → NaCl + H_2O, moli di acido = moli di base al punto di equivalenza

Procedimento

1. Avvina la buretta con un po’ di NaOH 0.1000 M, poi riempila e annota la lettura iniziale a 0.01 mL.
2. Preleva con la pipetta 25.00 mL di HCl in una beuta e aggiungi 2–3 gocce di indicatore fenolftaleina.
3. Aggiungi NaOH agitando. Verso la fine, aggiungilo goccia a goccia.
4. Fermati al primo rosa tenue che dura 30 secondi. Annota la lettura finale.
5. Ripeti finché due prove concordano entro 0.10 mL. Con una sonda pH, riporta anche il pH in funzione del volume per vedere il salto netto al punto di equivalenza.

Tabella dei dati

Prova	Lettura iniziale (mL)	Lettura finale (mL)	NaOH usato (mL)
1 (approssimativo)	0.50	23.10	22.60
2	0.20	22.65	22.45
3	1.05	23.52	22.47

Dati di esempio solo per esercitarsi. Fai la media delle prove concordanti (2 e 3).

Calcolo di esempio

1. Volume medio di NaOH: (22.45 + 22.47) ÷ 2 = 22.46 mL = 0.02246 L.
2. Moli di NaOH = 0.1000 mol/L × 0.02246 L = 2.246×10^{-3} mol.
3. La reazione è 1 : 1, quindi moli di HCl = 2.246×10^{-3} mol.
4. Concentrazione di HCl = 2.246×10^{-3} mol ÷ 0.02500 L = 0.08984 M.

> **Sicurezza**
>
> - Indossa gli occhiali: NaOH e HCl possono ferire occhi e pelle anche se diluiti.
> - Se uno dei due tocca la pelle, sciacqua con molta acqua e avvisa il responsabile.

- Riempi la buretta sotto il livello degli occhi con un imbuto, e togli l'imbuto prima della lettura.

Alternativa a casa o virtuale

- Le simulazioni PhET Acid-Base Solutions e pH Scale ti permettono di provare acidi e basi forti e deboli con un pHmetro virtuale.
- Indicatore da cucina: il succo di cavolo rosso diventa rosso-rosa negli acidi come l'aceto e verde nelle basi come una soluzione di bicarbonato. È solo qualitativo.

PhET: Acid-Base Solutions (https://phet.colorado.edu/en/simulations/acid-base-solutions) · PhET: pH Scale (https://phet.colorado.edu/en/simulations/ph-scale) · PhET: Molarity (https://phet.colorado.edu/en/simulations/molarity)

Legame con il pianeta: Il pH è una delle misure più importanti della qualità dell'acqua. Il Servizio geologico degli Stati Uniti osserva che la pioggia normale ha un pH di circa 5.6 e che l'acqua che esce da una miniera di carbone abbandonata può arrivare a pH 2, abbastanza acida da uccidere i pesci a valle. USGS Water Science School: pH e acqua (in inglese) (https://www.usgs.gov/special-topics/water-science-school/science/ph-and-water)

- [ ] **Ho completato questo laboratorio (reale o virtuale)**

Laboratorio C: analisi spettrofotometrica di una soluzione di colorante

SETTIMANA 12

Obiettivo: Costruire una retta di taratura da standard di colorante e usarla per trovare la concentrazione di un'incognita, con la legge di Beer–Lambert.

$$A = \varepsilon b c, \qquad A = -\log_{10} T$$

```
A= bc, A=-_10T
```

A = assorbanza, ε = coefficiente di assorbimento molare, b = cammino ottico (cm), c = concentrazione (mol/L), T = frazione di luce trasmessa

Procedimento

1. Lascia riscaldare lo spettrofotometro per il tempo indicato nel manuale.
2. Fai una scansione di uno standard per trovare la lunghezza d'onda a cui il colorante assorbe di più (λmax).
3. Azzera lo strumento con una cuvetta contenente il bianco (il solvente, qui acqua).
4. Prepara cinque standard da una soluzione madre per diluizione ($M_1V_1 = M_2V_2$).
5. Misura l'assorbanza di ogni standard a λmax, sciacquando ogni volta la cuvetta con la soluzione successiva. Tieni le cuvette dai lati smerigliati.
6. Misura l'incognita allo stesso modo.
7. Riporta l'assorbanza (y) in funzione della concentrazione (x), traccia una retta passante per l'origine e usa la pendenza per trovare la concentrazione dell'incognita.

Tabella dei dati

Standard	Concentrazione (µM)	Assorbanza
1	2.00	0.130
2	4.00	0.261
3	6.00	0.389
4	8.00	0.522
5	10.00	0.650
Incognita	?	0.455

Dati di esempio solo per esercitarsi, non un valore pubblicato per un colorante reale.

Calcolo di esempio

1. Pendenza della retta per l'origine: circa 0.0650 per µM (per esempio 0.650 ÷ 10.00 µM).
2. Con b = 1.00 cm, ε = 0.0650 μM^{-1} cm^{-1} = 6.50 × 10^4 M^{-1} cm^{-1}.

3. Incognita: $c = A \div (\varepsilon b) = 0.455 \div 0.0650\ \mu M^{-1} = 7.00\ \mu M$.
4. Frazione di luce trasmessa dall'incognita: $T = 10^{\wedge}(-0.455) = 0.351$, cioè il 35.1%.

> **Sicurezza**
>
> - Indossa gli occhiali; molti coloranti macchiano pelle e vestiti.
> - Asciuga subito ogni versamento e tieni i liquidi lontano dallo strumento.
> - Smaltisci le soluzioni come indica il responsabile del laboratorio.

Alternativa a casa o virtuale

- PhET Beer's Law Lab: cambia concentrazione, cammino ottico e lunghezza d'onda e registra l'assorbanza per costruire la tua retta di taratura.
- Versione da cucina: prepara una serie di diluizioni di colorante alimentare in bicchieri trasparenti identici e ordinali a occhio davanti a un cartoncino bianco. Mostra l'idea, ma non dà valori reali di assorbanza.

PhET: Beer's Law Lab (https://phet.colorado.edu/en/simulations/beers-law-lab) · PhET: Concentration (https://phet.colorado.edu/en/simulations/concentration)

Legame con il pianeta: La stessa idea aiuta i satelliti a valutare la salute di oceani e laghi. Le missioni NASA sul colore dell'oceano misurano i colori della luce che lascia l'acqua per stimare la clorofilla, segno della presenza di plancton. NASA Ocean Color (in inglese) (https://oceancolor.gsfc.nasa.gov/)

☐ **Ho completato questo laboratorio (reale o virtuale)**

Serie di esercizi per gli esami

Cronometrati: circa 10 minuti per problema. Poi confronta con le soluzioni complete.

Serie di esercizi di metà corso (unità 1–3)

1. Un elettrone dell'idrogeno scende da n = 4 a n = 2. Trova la lunghezza d'onda della luce.

    1. $|\Delta E| = 2.179 \times 10^{-18}\ J \times (1/4 - 1/16) = 2.179 \times 10^{-18}\ J \times 0.1875 = 4.086 \times 10^{-19}\ J$.
    2. $\lambda = hc/E = (6.626 \times 10^{-34} \times 2.998 \times 10^{8}) \div 4.086 \times 10^{-19} = 4.862 \times 10^{-7}\ m$.

    Risposta: 486 nm (blu-verde).

2. Scrivi la configurazione del rame (Z = 29) nello stato fondamentale.

    1. L'ordine di riempimento semplice prevede [Ar] $4s^2\ 3d^9$, ma un sottoguscio 3d pieno è più stabile.
    2. Un elettrone 4s passa in 3d.

Risposta: [Ar] $4s^1\ 3d^{10}$, un'eccezione nota.

3. Quanta CO_2 si produce bruciando 1.00 kg di ottano (C_8H_{18}, 114.23 g/mol)?

    1. Bilanciata: 2 C_8H_{18} + 25 O_2 → 16 CO_2 + 18 H_2O, cioè 8 mol di CO_2 per mole di ottano.
    2. Moli di ottano = 1000 g ÷ 114.23 g/mol = 8.754 mol.
    3. CO_2 = 8 × 8.754 = 70.04 mol × 44.01 g/mol = 3082 g.

    Risposta: Circa 3.08 kg di CO_2.

4. 28.0 g di N_2 reagiscono con 9.00 g di H_2: N_2 + 3 H_2 → 2 NH_3. Trova il reagente limitante e la massa di NH_3.

    1. N_2: 28.0 ÷ 28.02 = 0.999 mol. H_2: 9.00 ÷ 2.016 = 4.46 mol.
    2. N_2 richiede 3 × 0.999 = 3.00 mol di H_2; ne sono disponibili 4.46 mol, quindi N_2 è il limitante.
    3. NH_3 = 2 × 0.999 = 2.00 mol × 17.03 g/mol = 34.0 g.

    Risposta: N_2 è il limitante; 34.0 g di NH_3.

5. Indica forma e polarità di SO_2 e di CCl_4.

    1. SO_2: S ha due gruppi di legame e un doppietto libero, quindi è piegata e i dipoli non si annullano.
    2. CCl_4: quattro legami identici, tetraedrica, i dipoli si annullano.

    Risposta: SO_2 piegata e polare; CCl_4 tetraedrica e apolare.

6. Ordina per punto di ebollizione, dal più basso: H_2O, He, CH_4.

    1. He: solo debole dispersione, pochissimi elettroni.
    2. CH_4: forze di dispersione, più elettroni di He.
    3. H_2O: legame a idrogeno.

    Risposta: He < CH_4 < H_2O.

Serie di esercizi finale (tutte le unità)

1. Che volume occupano 88.0 g di CO_2 a 25.0 °C e 1.00 atm?

    1. n = 88.0 ÷ 44.01 = 2.00 mol.
    2. V = nRT/P = 2.00 × 0.08206 × 298.15 ÷ 1.00.

    Risposta: 48.9 L.

2. Quanti grammi di metano bisogna bruciare (ΔH = −890.5 kJ/mol) per scaldare 500.0 g di acqua da 15.0 °C a 85.0 °C, se tutto il calore va all'acqua?

    1. q = 500.0 × 4.184 × 70.0 = 146,440 J = 146.4 kJ.
    2. Moli di CH_4 = 146.4 ÷ 890.5 = 0.1644 mol.

3. Massa = 0.1644 × 16.04 = 2.64 g.

Risposta: 2.64 g di metano.

3. 20.00 mL di acido solforico sono neutralizzati da 31.60 mL di NaOH 0.1000 M. Trova la molarità dell'acido.

    1. H_2SO_4 + 2 NaOH → Na_2SO_4 + 2 H_2O (due idrogeni acidi).
    2. Moli di NaOH = 0.1000 × 0.03160 = 3.160 × 10^{-3} mol, quindi moli di H_2SO_4 = 1.580 × 10^{-3} mol.
    3. M = 1.580 × 10^{-3} ÷ 0.02000 L.

    Risposta: 0.07900 M. Un errore comune è dimenticare il rapporto 1 : 2 e ottenere 0.1580 M.

4. Un colorante ha ε = 1.20 × 10^4 M^{-1} cm^{-1}. Un campione in una cuvetta da 1.00 cm dà A = 0.300. Trova la sua concentrazione.

    1. c = A ÷ (εb) = 0.300 ÷ (1.20 × 10^4 × 1.00).

    Risposta: 2.50 × 10^{-5} M.

5. Un composto contiene in massa il 40.0% di C, il 6.71% di H e il 53.3% di O, con massa molare 180.16 g/mol. Trova la sua formula empirica e quella molecolare.

    1. In 100 g: C 40.0 ÷ 12.011 = 3.33 mol; H 6.71 ÷ 1.008 = 6.66 mol; O 53.3 ÷ 16.00 = 3.33 mol.
    2. Dividi per 3.33: 1 : 2 : 1, quindi CH_2O (30.03 g/mol).
    3. 180.16 ÷ 30.03 = 6.

    Risposta: Empirica CH_2O; molecolare $C_6H_{12}O_6$ (glucosio).

6. Usa la legge di Hess per trovare ΔH di C(s) + ½ O_2 → CO, dati C + O_2 → CO_2 (−393.5 kJ) e CO + ½ O_2 → CO_2 (−283.0 kJ).

    1. Tieni la prima reazione; inverti la seconda (+283.0 kJ).
    2. Sommale; CO_2 si elimina.

    Risposta: −110.5 kJ.

7. Per un processo con ΔH = −10.0 kJ e ΔS = −50.0 J/K, trova la temperatura sotto la quale è spontaneo.

    1. ΔG < 0 quando ΔH − TΔS < 0. Sono entrambi negativi, quindi funziona a T bassa.
    2. T = ΔH/ΔS = −10.0 kJ ÷ −0.0500 kJ/K = 200 K.

    Risposta: Spontaneo sotto 200 K.

Formulario

$$c = \lambda\nu \qquad E = h\nu = hc/\lambda$$

$$E_n = -2.179 \times 10^{-18}\ \mathrm{J}/n^2$$

$$n = m/M$$

$$M = n/V$$

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$PV = nRT$$

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2$$

$$P_A = x_A P_{\mathrm{tot}}$$

$$C_g = k_H P_g$$

$$q = mc\Delta T$$

$$\Delta U = q + w$$

$$\Delta H^\circ = \sum n\Delta H^\circ_f(\mathrm{prod}) - \sum n\Delta H^\circ_f(\mathrm{reac})$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$A = \varepsilon bc$$

$$\mathrm{FC} = V - N - B/2$$

Costanti

Costante	Valore
Costante di Planck, h	6.62607015 × 10⁻³⁴ J·s (esatta)
Velocità della luce, c	2.99792458 × 10⁸ m/s (esatta)
Costante di Avogadro, N_A	6.02214076 × 10²³ mol⁻¹ (esatta)
Costante dei gas, R	8.314 J/(mol·K) = 0.08206 L·atm/(mol·K)
Costante energetica dell’idrogeno, k	2.179 × 10⁻¹⁸ J
Calore specifico dell’acqua	4.184 J/(g·°C)
Pressione standard	1 atm = 101.325 kPa = 760 mmHg
Zero assoluto	0 K = −273.15 °C

Fonte: NIST: costanti fisiche fondamentali (in inglese) (https://physics.nist.gov/cuu/Constants/)

Tavola periodica

Usa una di queste tavole interattive gratuite insieme al corso.

- PubChem Periodic Table (Biblioteca nazionale di medicina degli Stati Uniti, in inglese) (https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/periodic-table/): Interattiva, con dati per ogni elemento.

- Ptable (https://ptable.com/): Tavola interattiva veloce con orbitali, isotopi e andamenti.
- NIST: tavola periodica degli elementi (in inglese) (https://www.nist.gov/pml/periodic-table-elements): Tavola di riferimento stampabile dell'ente statunitense per gli standard.

Glossario

Assorbanza
Quanta luce assorbe un campione; $A = -\log_{10}T$.

Numero di Avogadro
$6.02214076 \times 10^{23}$, il numero di particelle in una mole.

Calorimetria
Misurare il flusso di calore dalle variazioni di temperatura.

Configurazione elettronica
La disposizione degli elettroni di un atomo negli orbitali.

Formula empirica
Il rapporto intero più semplice tra gli atomi di un composto.

Punto di viraggio
Il punto di una titolazione in cui l'indicatore cambia colore.

Entalpia (H)
Contenuto di calore di un sistema a pressione costante.

Entropia (S)
Una misura di quanto energia e materia sono disperse.

Punto di equivalenza
Il punto in cui è stato aggiunto esattamente abbastanza titolante da reagire con il campione.

Energia libera di Gibbs (G)
$G = H - TS$; la sua variazione prevede la spontaneità.

Legame a idrogeno
Forte attrazione tra un H legato a N, O o F e un doppietto libero di un altro N, O o F.

Gas ideale
Un gas modello le cui particelle non hanno volume né attrazioni.

Isotopo
Atomi di uno stesso elemento con numero di neutroni diverso.

Reagente limitante
Il reagente che si esaurisce per primo.

Molarità
Moli di soluto per litro di soluzione.

Mole
L'unità SI di quantità di sostanza.

Orbitale
Una regione in cui è probabile trovare un elettrone.

Pressione parziale
La pressione che un gas di una miscela eserciterebbe da solo.

Resa percentuale
Resa effettiva ÷ resa teorica × 100%.

Fotone
Una particella di luce con energia E = hν.

Numeri quantici
n, l, m_l, m_s: i quattro valori che descrivono un elettrone.

Calore specifico
Calore necessario per aumentare di 1 °C la temperatura di 1 g di una sostanza.

Stechiometria
Le relazioni quantitative tra le quantità nelle reazioni.

Titolazione
Aggiungere una soluzione a concentrazione nota per trovare la concentrazione di un'altra.

VSEPR
Repulsione delle coppie elettroniche dello strato di valenza: i gruppi elettronici si allontanano e fissano la forma della molecola.

Griglia di autovalutazione

Non si assegnano voti né crediti. Usala per valutare onestamente a che punto sei in ogni unità.

Livello	Come si presenta
4 · Padronanza	Risolve correttamente problemi nuovi, spiega perché ogni passaggio funziona e trova da solo i propri errori.
3 · Competente	Risolve gli esercizi con unità e cifre significative corrette; qualche svista occasionale.
2 · In sviluppo	Segue gli esempi svolti ma si blocca sui problemi nuovi o confonde le unità.
1 · Principiante	Riconosce i termini ma non sa ancora impostare i calcoli.

Pesi suggeriti se vuoi un punteggio

Parte	Peso
Esercizi	30%
Relazioni di laboratorio (o laboratori virtuali)	20%

Parte	Peso
Serie di esercizi di metà corso	20%
Serie di esercizi finale	30%

Punta al livello 3 o superiore in ogni unità prima di passare al corso successivo.

Corsi correlati

- Fisica I + Laboratorio PHYS 110 + PHYS 110L
- Analisi I MATH 110
- Analisi II MATH 111
- Tutti i corsi