CAPITOLO

10

Le reazioni chimiche in soluzione

Due soluzioni limpide, una goccia, e compare un solido che prima non c'era: in acqua gli ioni cercano partner, e la chimica sta tutta nel prevedere quali.

OBIETTIVI

1. Classificare le reazioni chimiche e usare la serie di attività dei metalli per prevedere gli scambi semplici.
2. Scrivere l'equazione molecolare, ionica completa e ionica netta di una reazione in soluzione, riconoscendo gli ioni spettatori.
3. Prevedere la formazione di un precipitato con le regole di solubilità.
4. Descrivere acidi e basi secondo Arrhenius, la neutralizzazione e le reazioni che sviluppano gas.
5. Riconoscere un'ossidoriduzione dalla variazione dei numeri di ossidazione e individuare ossidante e riducente.
6. Risolvere problemi di stechiometria in soluzione, compresi il reagente limitante e la titolazione.

INDICE DEL CAPITOLO

10.1 Classificare le reazioni chimiche 2
10.2 Le reazioni in soluzione e le equazioni ioniche 5
10.3 Le reazioni di precipitazione 7
10.4 Acidi e basi secondo Arrhenius 9
10.5 Le ossidoriduzioni 12
10.6 La stechiometria delle reazioni in soluzione 16

Scienze naturali 3 · Parte II · Legami, composti e soluzioni · versione 1.0
Capitolo 10: Le reazioni chimiche in soluzione · pagine 241–264 del volume completo · estratto per lo studio

Lascia cadere una compressa effervescente in un bicchiere d'acqua: in pochi secondi si sviluppa un gas. Versa qualche goccia di una soluzione limpida in un'altra soluzione limpida: compare una nuvola bianca che lentamente si deposita sul fondo. Immergi un chiodo di ferro in una soluzione azzurra di solfato di rame(II): dopo qualche minuto il chiodo si ricopre di uno strato rossastro di rame. Sono tre reazioni diverse, ma hanno qualcosa in comune: avvengono in acqua, e i loro protagonisti sono ioni. La maggior parte delle reazioni che si incontrano in laboratorio, in cucina, nell'ambiente e nel corpo umano avviene in soluzione acquosa.

In questo capitolo impari a classificare le reazioni, a scriverle con le equazioni ioniche, a prevedere quando si forma un precipitato, a riconoscere le reazioni fra acidi e basi e le ossidoriduzioni. Alla fine metti insieme la stechiometria del cap. 2 e le concentrazioni del cap. 9 per rispondere alle domande pratiche di ogni laboratorio: quanta sostanza reagisce, quanta se ne forma, quanta soluzione serve.

10.1 Classificare le reazioni chimiche

DA RICORDARE

Richiamo. In *Scienze naturali 1*, cap. 5, hai imparato a riconoscere una trasformazione chimica dai suoi indizi (sviluppo di un gas, formazione di un precipitato, cambiamento di colore, scambio di energia) e, nel cap. 6, a bilanciare un'equazione per tentativi. In questo volume hai bilanciato le combustioni e usato la mappa stechiometrica (cap. 2), hai imparato ad assegnare i numeri di ossidazione e i nomi dei composti (cap. 8) e a esprimere la concentrazione di una soluzione, in particolare la molarità c in mol/L (cap. 9). Nelle equazioni lo stato fisico si indica con (s) solido, (l) liquido, (g) gas e (aq) in soluzione acquosa.

Le reazioni chimiche sono milioni, e per orientarsi conviene raggrupparle. Un primo criterio, molto usato perché aiuta a prevedere i prodotti, guarda a come si riorganizzano le sostanze. Si distinguono così quattro schemi generali (Figura 10.1), più una famiglia di reazioni così importante da meritare un nome a sé, le combustioni.

- Nella **reazione di sintesi** (o di combinazione) due o più sostanze formano un unico prodotto: $2\ Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2\ MgO(s)$; oppure $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$, lo «spegnimento» della calce viva.
- Nella reazione di decomposizione un solo reagente forma due o più prodotti, di solito a spese di energia fornita dall'esterno: calore, come nella decomposizione del calcare in un

forno da calce, $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$; corrente elettrica, come nell'elettrolisi dell'acqua; oppure luce.

- Nella **reazione di scambio semplice** (o di spostamento) un elemento prende il posto di un altro in un composto: $Zn(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow ZnSO_4(aq) + Cu(s)$. Anche lo spostamento fra alogeni che hai visto nel cap. 5, $Cl_2 + 2\ KBr \rightarrow 2\ KCl + Br_2$, è uno scambio semplice.
- Nella **reazione di doppio scambio** due composti ionici si scambiano gli ioni: $AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$. Avviene fra soluzioni, e avviene davvero solo se si forma un solido insolubile, acqua o un gas.
- Nella **combustione** una sostanza reagisce con l'ossigeno liberando calore e, spesso, luce. I composti formati da carbonio e idrogeno, o da carbonio, idrogeno e ossigeno, bruciando completamente danno CO_2 e H_2O: $C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$ (cap. 2).

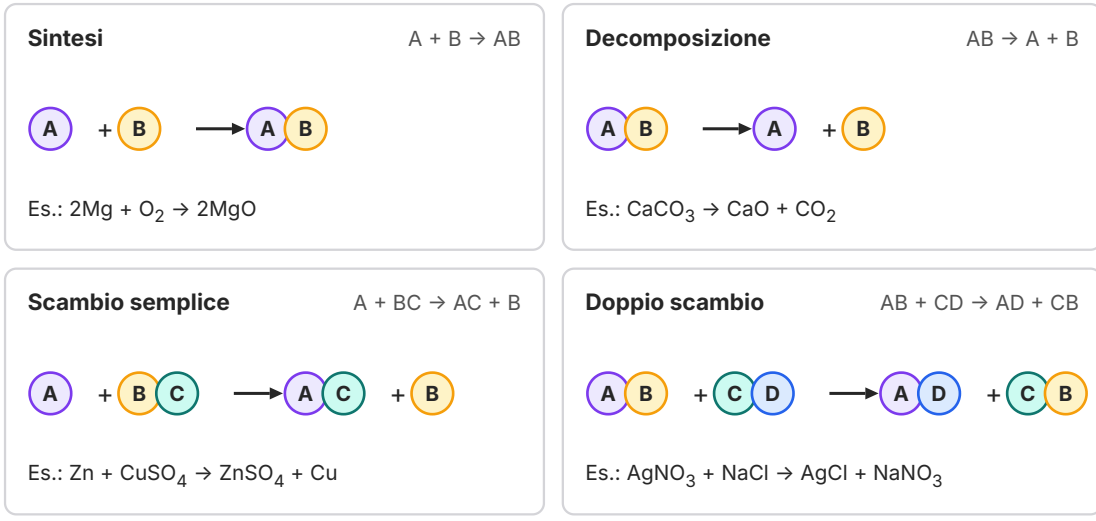


Figura 10.1 I quattro schemi generali delle reazioni chimiche. Le lettere indicano atomi, ioni o gruppi di atomi; sotto ogni schema, un esempio (equazioni bilanciate, stati fisici omessi).

Le categorie non si escludono a vicenda: $C + O_2 \rightarrow CO_2$ è insieme una sintesi e una combustione, e molte reazioni non rientrano bene in nessuno schema. La classificazione è uno strumento, non una legge della natura; i libri di testo ne usano versioni leggermente diverse. Più avanti nel capitolo incontrerai un secondo criterio, che attraversa questi schemi: se nella reazione cambiano o no i numeri di ossidazione degli atomi.

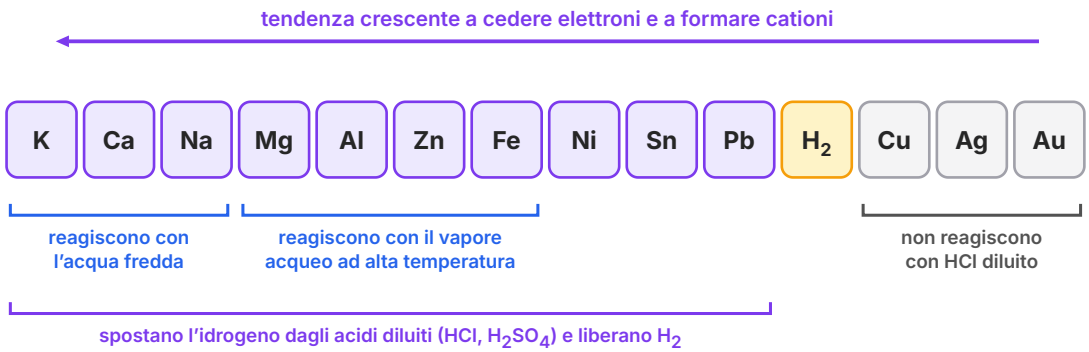
10.1.1 La serie di attività dei metalli

Se si immerge una lamina di zinco in una soluzione di solfato di rame(II), lo zinco si ricopre di rame e la soluzione perde il suo colore azzurro. Se invece si immerge una lamina di rame in una soluzione di solfato di zinco, non succede nulla. Lo zinco sposta il rame dai suoi composti,

ma il rame non sposta lo zinco. I metalli hanno una diversa tendenza a cedere elettroni e a trasformarsi in cationi; confrontandoli a coppie con esperimenti di questo tipo si ottiene una classifica, la **serie di attività dei metalli** (Figura 10.2).

La regola d'uso è semplice: **un metallo sposta dalle soluzioni dei loro sali i cationi dei metalli che lo seguono nella serie**. Il ferro sposta il rame: un chiodo immerso in una soluzione di $CuSO_4$ si ricopre di rame, $Fe(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Fe^{2+}(aq) + Cu(s)$. Il rame sposta l'argento: un filo di rame in una soluzione di nitrato d'argento si copre di cristalli d'argento e la soluzione diventa azzurra, $Cu(s) + 2\ Ag^{+}(aq) \rightarrow Cu^{2+}(aq) + 2\ Ag(s)$.

Nella serie compare anche l'idrogeno. I metalli che lo precedono spostano l'idrogeno dagli acidi diluiti, come l'acido cloridrico, e liberano idrogeno gassoso: $Mg(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + H_2(g)$; il ferro forma il cloruro di ferro(II), $Fe(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2(g)$. Rame, argento e oro seguono l'idrogeno e con l'acido cloridrico diluito non reagiscono: per questo il rame si usa per le tubature e le monete, e i gioielli d'oro escono dagli scavi archeologici ancora lucenti. I metalli più attivi, come sodio e potassio, reagiscono perfino con l'acqua fredda, in modo violento: $2\ Na(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ NaOH(aq) + H_2(g)$. Sono reazioni che si osservano solo in una dimostrazione dell'insegnante o in un video.



Un metallo sposta dalle soluzioni dei loro sali i cationi dei metalli che si trovano alla sua destra: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$, ma non $Cu + Zn^{2+}$.

Figura 10.2 La serie di attività di alcuni metalli comuni. L'ordine è quello dei potenziali standard di riduzione (dati del *CRC Handbook of Chemistry and Physics*), che studierai il prossimo anno. La velocità delle reazioni non segue sempre lo stesso ordine: il sodio reagisce con l'acqua più vivacemente del calcio, e l'alluminio è protetto da uno strato superficiale di ossido; stagno e piombo reagiscono con l'acido cloridrico diluito molto lentamente.

10.1.2 Le reazioni e l'energia

Ogni reazione scambia energia con l'ambiente. Come hai visto in *Scienze naturali 1*, cap. 5, una reazione è *esotermica* se libera energia, di solito come calore, ed *endotermica* se la assorbe. Sono esotermiche le combustioni, la reazione fra lo zinco e il solfato di rame(II), che scalda leggermente la provetta, e la neutralizzazione fra un acido e una base; è endotermica la decomposi-

zione del calcare, che avviene solo finché il forno è acceso. Lo scambio di energia si misura e si prevede con gli strumenti della termochimica, che studierai il prossimo anno.

10.2 Le reazioni in soluzione e le equazioni ioniche

Nel cap. 9 hai visto che un composto ionico solubile, sciogliendosi in acqua, si dissocia: i suoi ioni si separano e restano circondati da molecole d'acqua. Lo stesso vale per gli acidi forti, che in acqua si ionizzano completamente. In una soluzione di nitrato d'argento, quindi, non ci sono «molecole di $AgNO_3$», ma ioni Ag^+ e ioni NO_3^-, liberi di muoversi indipendentemente. Che cosa succede, allora, quando si mescola questa soluzione con una soluzione di cloruro di sodio?

Si forma subito un solido bianco, il cloruro d'argento. La reazione si può scrivere in tre modi, sempre più vicini a ciò che accade davvero (Figura 10.3). L'equazione molecolare scrive i composti con le loro formule complete, come se fossero molecole (il nome è tradizionale: i composti ionici non sono fatti di molecole):

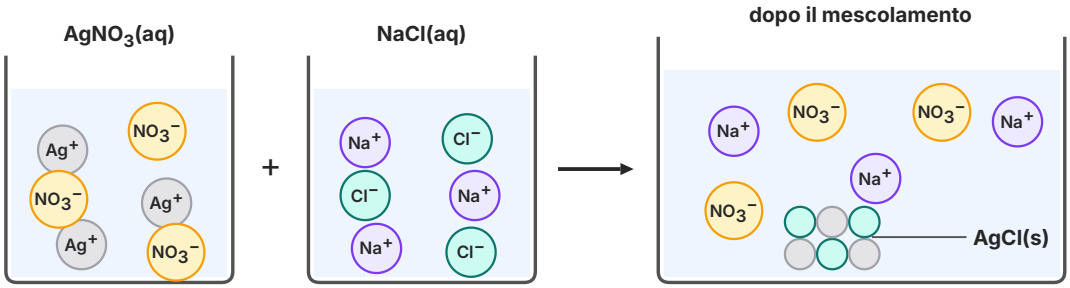
$$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$$

L'**equazione ionica completa** scrive come ioni separati tutte le sostanze che in soluzione sono dissociate, e lascia intere le altre, qui il solido che si forma:

$$Ag^+(aq) + NO_3^-(aq) + Na^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s) + Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$$

Gli ioni Na^+ e NO_3^- compaiono identici a sinistra e a destra: erano in soluzione prima e restano in soluzione dopo. Non partecipano alla reazione e si chiamano **ioni spettatori**. Eliminandoli si ottiene l'**equazione ionica netta**, che descrive soltanto la trasformazione che avviene davvero:

$$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$$



grigio = Ag^+, verde = Cl^- nel precipitato

Equazione molecolare

$AgNO_3(aq) + NaCl(aq) \rightarrow AgCl(s) + NaNO_3(aq)$

Equazione ionica completa

$Ag^+(aq) + NO_3^-(aq) + Na^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s) + Na^+(aq) + NO_3^-(aq)$

Equazione ionica netta

$Ag^+(aq) + Cl^-(aq) \rightarrow AgCl(s)$ ioni spettatori: Na^+ e NO_3^-

Figura 10.3 La precipitazione del cloruro d'argento, vista a livello delle particelle (schema non in scala; le molecole d'acqua non sono disegnate). Gli ioni Ag^+ e Cl^- si uniscono nel reticolo del solido; Na^+ e NO_3^- restano in soluzione. Sotto, le tre equazioni della stessa reazione.

L'equazione netta ha un vantaggio: è generale. Dice che *qualsiasi* soluzione che contenga ioni argento, mescolata con *qualsiasi* soluzione che contenga ioni cloruro, forma cloruro d'argento; nitrato di sodio, nitrato di potassio o altri sali solubili danno lo stesso risultato. Per questo una goccia di nitrato d'argento si usa in laboratorio per rivelare la presenza di cloruri in un'acqua.

Per scrivere un'equazione ionica corretta si seguono poche regole:

- si scrivono come ioni separati solo gli **elettroliti forti in soluzione**: i composti ionici solubili, gli acidi forti (HCl, HNO_3, H_2SO_4) e gli idrossidi solubili (NaOH, KOH);
- si scrivono con la formula intera i **solidi** (compresi i precipitati), i **gas**, l'**acqua** e gli elettroliti deboli, che in soluzione restano quasi tutti indissociati, come l'acido acetico CH_3COOH o l'ammoniaca NH_3;
- gli **ioni poliatomici restano interi**: SO_4^{2-} non si scompone mai in zolfo e ossigeno;
- l'equazione netta deve essere bilanciata **sia negli atomi sia nelle cariche**: la carica totale a sinistra è uguale a quella a destra.

ERRORE FREQUENTE

«$NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + HCl$». Sciogliere il sale da cucina in acqua non è una reazione chimica di doppio scambio: gli ioni Na^+ e Cl^- si separano e si circondano di molecole d'acqua, ma restano gli stessi ioni, e facendo evaporare l'acqua si riottiene cloruro di sodio. Si scrive $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$, una dissociazione (cap. 9). Allo stesso modo, mescolare due soluzioni non garantisce una reazione: se tutti gli ioni restano in soluzione, non è successo nulla, e non c'è equazione netta da scrivere.

10.3 Le reazioni di precipitazione

Una **reazione di precipitazione** è un doppio scambio in cui due ioni, provenienti da due soluzioni diverse, si uniscono in un composto insolubile, il precipitato (*Scienze naturali 1*, cap. 5). Per prevedere se si forma un precipitato non serve memorizzare centinaia di reazioni: basta conoscere quali composti ionici sono solubili in acqua e quali no. Le **regole di solubilità** lo riassumono (appendice, Tabella C.2); la Tabella 10.1 le applica alle coppie di ioni più comuni.

Tabella 10.1 Solubilità in acqua, a temperatura ambiente, dei composti formati da alcuni cationi e anioni comuni, secondo le regole dell'appendice (Tabella C.2). S = solubile; **I** = insolubile, precipita; ps = poco solubile, può precipitare da soluzioni concentrate. (a) Lo ione ammonio e lo ione idrossido reagiscono e liberano ammoniaca. (b) Precipita l'ossido d'argento, Ag_2O, bruno.

Catione	NO_3^-	Cl^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	OH^-
Na^+, K^+	S	S	S	S	S
NH_4^+	S	S	S	S	— (a)
Ag^+	S	**I**	ps	**I**	I (b)
Mg^{2+}	S	S	S	**I**	**I**
Ca^{2+}	S	S	ps	**I**	ps
Ba^{2+}	S	S	**I**	**I**	S
Cu^{2+}	S	S	S	**I**	**I**

Il procedimento ha quattro passi: si elencano gli ioni presenti nelle due soluzioni; si formano «sulla carta» le due nuove coppie catione–anione; si controlla nelle regole se una delle due coppie è insolubile; se lo è, si scrive l'equazione ionica netta della sua formazione. Se nessuna coppia nuova è insolubile non avviene alcuna reazione: mescolando soluzioni di nitrato di potassio e di cloruro di sodio si ottiene solo una soluzione che contiene quattro tipi di ioni.

«Insolubile» non significa che non si scioglie neppure una particella: la solubilità è una questione di grado (cap. 9). In pratica si dicono insolubili i composti di cui si sciolgono quantità

molto piccole, come il cloruro d'argento o il solfato di bario. Proprio il solfato di bario, $BaSO_4$, si usa in medicina come mezzo di contrasto nelle radiografie dell'apparato digerente: assorbe bene i raggi X e, essendo insolubile, attraversa l'intestino senza liberare ioni bario, che sono tossici. I composti di bario solubili, invece, sono veleni.

Alcuni precipitati sono riconoscibili dal colore: bianchi il cloruro d'argento (che alla luce scurisce lentamente, la proprietà su cui si basava la fotografia in bianco e nero), il solfato di bario e il carbonato di calcio; azzurro gelatinoso l'idrossido di rame(II). Un classico dei libri di chimica è lo ioduro di piombo(II), PbI_2, giallo brillante; ma i sali di piombo sono tossici e non si usano nei laboratori scolastici.

ESEMPIO SVOLTO

Prevedere un precipitato e scrivere l'equazione ionica netta

Problema. Si mescolano una soluzione di solfato di rame(II), $CuSO_4$, e una soluzione di idrossido di sodio, NaOH. Si forma un precipitato? Se sì, scrivi l'equazione molecolare, quella ionica completa e quella netta.

Soluzione. Ioni presenti: Cu^{2+}, SO_4^{2-}, Na^+, OH^-. Nuove coppie: Cu^{2+} con OH^-, cioè $Cu(OH)_2$; Na^+ con SO_4^{2-}, cioè Na_2SO_4. Le regole dicono che gli idrossidi sono insolubili, salvo quelli dei metalli alcalini (e di bario), mentre i composti del sodio sono tutti solubili: precipita l'idrossido di rame(II). Le formule si scrivono bilanciando le cariche: Cu^{2+} vuole due OH^-.

Molecolare: $CuSO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + Na_2SO_4(aq)$.
Ionica completa: $Cu^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2\ Na^+(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s) + 2\ Na^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$.

Risultato. Si forma un precipitato azzurro: $Cu^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$. Controllo delle cariche: a sinistra $+2 + 2 \times (-1) = 0$, a destra 0. Gli ioni spettatori sono Na^+ e SO_4^{2-}.

COLLEGAMENTI

Vita quotidiana e realtà locali · L'acqua dura e il calcare. L'acqua piovana contiene un po' di CO_2 disciolta e, scorrendo su calcari e dolomie, ne scioglie lentamente una parte sotto forma di idrogenocarbonati: $CaCO_3(s) + CO_2(aq) + H_2O(l) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq)$. È la reazione del carsismo (*Scienze naturali 1*, cap. 16). Un'acqua ricca di ioni Ca^{2+} e Mg^{2+} si dice *dura*; la durezza si esprime spesso in gradi francesi (°f): 1 °f corrisponde a 10 mg di $CaCO_3$ per litro.

Scaldando l'acqua la reazione si inverte: $Ca^{2+}(aq) + 2\ HCO_3^-(aq) \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$. Il carbonato di calcio precipita e forma il calcare nei bollitori, nelle lavatrici e sui rubinetti; lo stesso processo, lentissimo, costruisce stalattiti e stalagmiti. Gli ioni calcio formano sali insolubili anche con gli anioni dei saponi: in acqua dura il sapone fa poca schiuma e lascia un deposito grigiastro. Il calcare si scioglie con un acido debole, come l'aceto o l'acido citrico (prossimo paragrafo).

10.4 Acidi e basi secondo Arrhenius

10.4.1 Le proprietà e la definizione

Acidi e basi si riconoscevano dalle loro proprietà molto prima che se ne conoscesse la natura. Gli acidi hanno sapore aspro (il limone, l'aceto), reagiscono con i metalli attivi liberando idrogeno, reagiscono con i carbonati liberando diossido di carbonio e cambiano il colore di alcune sostanze vegetali. Le basi hanno sapore amaro, al tatto sembrano saponose, cambiano il colore delle stesse sostanze in modo diverso e, soprattutto, *neutralizzano* gli acidi, annullandone le proprietà. In laboratorio, naturalmente, nessuna sostanza si assaggia o si tocca: acidi e basi concentrati sono corrosivi.

Nel 1884 il chimico svedese Svante Arrhenius propose una spiegazione basata sugli ioni. Secondo Arrhenius un **acido** è una sostanza che in acqua libera ioni idrogeno, H^+; una **base** è una sostanza che in acqua libera ioni idrossido, OH^-:

$$HCl(aq) \rightarrow H^+(aq) + Cl^-(aq) \qquad NaOH(s) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq)$$

Il cloruro di idrogeno è un composto molecolare e in acqua si ionizza; l'idrossido di sodio è ionico e si dissocia (cap. 9). Le proprietà comuni a tutti gli acidi sono quindi le proprietà dello ione H^+, quelle comuni a tutte le basi sono le proprietà dello ione OH^-. Alcuni acidi, come l'acido solforico H_2SO_4, possono liberare due ioni H^+ per molecola. Lo ione H^+ in realtà non resta mai libero: si lega a una molecola d'acqua con un legame dativo e forma lo ione ossonio H_3O^+ (cap. 6); per semplicità, in questo capitolo si continua a scrivere $H^+(aq)$.

APPROFONDIMENTO

Approfondimento · Arrhenius e gli ioni in soluzione

Svante Arrhenius (1859–1927) presentò all'Università di Uppsala, nel 1884, una tesi di dottorato sulla conducibilità elettrica delle soluzioni. L'idea che ne derivò era audace: i sali, sciogliendosi in acqua, si separano in ioni anche senza che passi corrente. All'epoca molti chimici pensavano invece che gli ioni, il nome dato da Faraday nel 1834 alle particelle cariche che si muovono durante l'elettrolisi (cap. 3), fossero prodotti dalla corrente stessa. La tesi non convinse i suoi esaminatori, che la approvarono con un giudizio modesto.

Negli anni seguenti la teoria trovò un sostegno decisivo nelle proprietà colligative: le soluzioni di sali abbassano il punto di congelamento più di quanto ci si aspetterebbe dal numero di «molecole» sciolte, perché ogni unità formula libera più particelle (il fattore *i* di van 't Hoff, cap. 9). Nel 1903 Arrhenius ricevette il premio Nobel per la chimica «in riconoscimento degli straordinari servizi resi al progresso della chimica con la sua teoria elettrolitica della dissociazione» (traduzione della redazione dalla motivazione ufficiale). Nel 1896 era stato anche fra i primi a calcolare quanto il diossido di carbonio dell'atmosfera influisca sulla temperatura della Terra.

Gli acidi e le basi si distinguono anche per la forza: un acido forte, come HCl, HNO_3 o H_2SO_4, in acqua si ionizza completamente; un acido debole, come l'acido acetico dell'aceto o l'acido carbonico, si ionizza solo in piccola parte. Lo stesso vale per le basi: NaOH e KOH sono forti. La definizione di Arrhenius ha però un limite: l'ammoniaca, NH_3, si comporta da base, ma non contiene ioni OH^-; li produce reagendo con l'acqua. La teoria di Brønsted e Lowry, che studierai il prossimo anno, spiega anche questi casi.

Per riconoscere una soluzione acida o basica si usano gli **indicatori**, sostanze che cambiano colore a seconda dell'acidità. La cartina di tornasole diventa rossa in soluzione acida e blu in soluzione basica; la fenolftaleina è incolore in soluzione acida o neutra e diventa rosa-fucsia in soluzione basica; l'estratto di cavolo rosso, che contiene pigmenti chiamati antociani, passa dal rosso delle soluzioni acide al viola di quelle neutre, fino al verde e al giallo di quelle molto basiche. Quanto è acida una soluzione si misura con la scala del pH, che hai incontrato in *Scienze naturali 2*, cap. 5, a proposito degli enzimi, e che studierai per intero il prossimo anno.

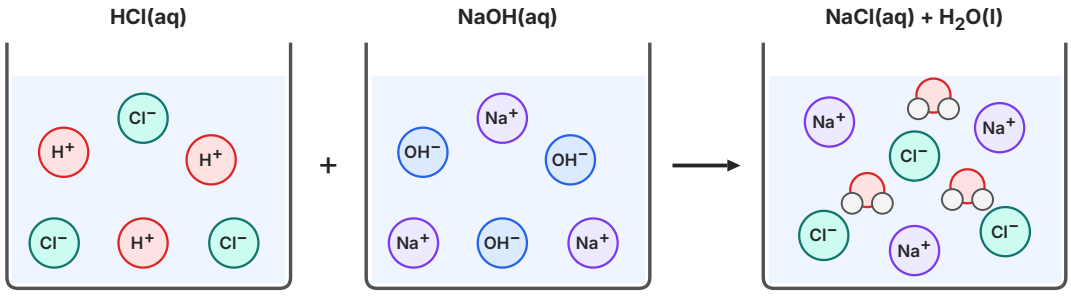
10.4.2 La neutralizzazione

Se si versa una soluzione di idrossido di sodio in una soluzione di acido cloridrico, in quantità giuste, si ottiene una soluzione né acida né basica di cloruro di sodio, e la temperatura sale di qualche grado. È una **neutralizzazione**: acido + base → sale + acqua.

$$HCl(aq) + NaOH(aq) \rightarrow NaCl(aq) + H_2O(l)$$

L'equazione ionica completa mostra che Na^+ e Cl^- sono spettatori (Figura 10.4); quello che succede davvero è l'unione degli ioni idrogeno con gli ioni idrossido:

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$



Ogni ione H^+ si unisce a uno ione OH^- e forma una molecola d'acqua; Na^+ e Cl^- restano in soluzione (spettatori).

$$H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$$

In acqua lo ione H^+ è legato a una molecola d'acqua (H_3O^+); qui è disegnato da solo, come nel modello di Arrhenius.

Figura 10.4 La neutralizzazione dell'acido cloridrico con l'idrossido di sodio a livello delle particelle (schema non in scala; le molecole d'acqua del solvente non sono disegnate). Volumi e concentrazioni sono scelti in modo che gli ioni H^+ e OH^- siano in numero uguale.

Questa equazione netta è la stessa per ogni neutralizzazione fra un acido forte e una base forte; cambiano solo gli ioni spettatori, che restano in soluzione e formano il sale (cap. 8). Con gli acidi che liberano più ioni H^+, o le basi che liberano più ioni OH^-, i coefficienti si scelgono in modo che il numero degli uni e degli altri sia uguale: $H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$; $2\ HNO_3(aq) + Ca(OH)_2(aq) \rightarrow Ca(NO_3)_2(aq) + 2\ H_2O(l)$. Se il sale è insolubile, la neutralizzazione è anche una precipitazione: $H_2SO_4(aq) + Ba(OH)_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ H_2O(l)$.

10.4.3 Le reazioni che sviluppano un gas

I carbonati e gli idrogenocarbonati reagiscono con gli acidi liberando diossido di carbonio. Il prodotto immediato è l'acido carbonico, H_2CO_3, che è instabile e si decompone subito in acqua e CO_2. Una goccia di acido cloridrico diluito su un frammento di marmo o di calcare produce un'effervescenza vivace (è una prova che ritroverai nel riconoscimento di minerali e rocce, cap. 11 e 12):

$$CaCO_3(s) + 2\ H^+(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$$

Il carbonato di calcio è un solido e nell'equazione netta resta intero. Con l'aceto, che contiene un acido debole, l'acido acetico si scrive invece come molecola: $CaCO_3(s) + 2\ CH_3COOH(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$. È la reazione con cui l'aceto scioglie il calcare. Con l'idrogenocarbonato di sodio la reazione netta è $HCO_3^-(aq) + H^+(aq) \rightarrow H_2O(l) + CO_2(g)$: la stessa del bicarbonato con l'aceto che hai usato nel cap. 2 per trovare il reagente limitante. Anche

altre reazioni fra ioni liberano un gas: per esempio un sale di ammonio scaldato con una base forte libera ammoniaca, riconoscibile dall'odore pungente.

COLLEGAMENTI

Educazione alla salute · Antiacidi e compresse effervescenti. Lo stomaco produce un succo gastrico che contiene acido cloridrico, utile alla digestione (lo studierai il prossimo anno con l'apparato digerente). Gli antiacidi contengono basi o carbonati poco solubili, che ne neutralizzano una parte: $Mg(OH)_2(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + 2\ H_2O(l)$; $Al(OH)_3(s) + 3\ HCl(aq) \rightarrow AlCl_3(aq) + 3\ H_2O(l)$; il carbonato di calcio e il bicarbonato di sodio, in più, liberano CO_2. Sono farmaci da banco, ma vanno usati seguendo il foglietto illustrativo e il parere del medico o del farmacista: un bruciore di stomaco frequente è un motivo per farsi visitare, non per prendere antiacidi di continuo.

Le compresse effervescenti contengono un acido solido (di solito acido citrico) e bicarbonato di sodio. Finché la compressa è asciutta non succede nulla: nei solidi gli ioni e le molecole sono bloccati nei rispettivi cristalli e non si incontrano. In acqua le due sostanze si sciolgono, gli ioni H^+ e HCO_3^- si incontrano e si libera CO_2.

ERRORE FREQUENTE

«Due detersivi insieme puliscono di più». Mai mescolare la candeggina, che contiene ipoclorito di sodio, NaClO, con prodotti acidi come l'acido muriatico (acido cloridrico) o certi anticalcare: la reazione libera cloro, Cl_2, un gas tossico che irrita gravemente le vie respiratorie. Anche candeggina e ammoniaca non vanno mai mescolate, perché sviluppano gas tossici. Una reazione che «sviluppa un gas» non è un esperimento da fare in casa.

10.5 Le ossidoriduzioni

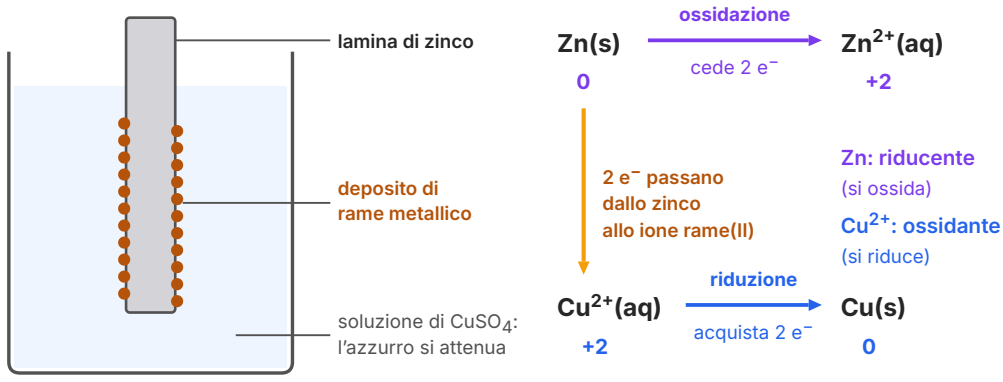
10.5.1 Riconoscerle dai numeri di ossidazione

Torniamo alla lamina di zinco nella soluzione di solfato di rame(II). Assegniamo i numeri di ossidazione (n.o.) con le regole del cap. 8. Lo zinco metallico ha n.o. 0 e, nel solfato di zinco che si forma, diventa Zn^{2+}, con n.o. +2. Il rame passa da +2 nello ione Cu^{2+} a 0 nel rame metallico. Lo zolfo (+6) e l'ossigeno (−2) dello ione solfato non cambiano: SO_4^{2-} è uno ione spettatore. L'equazione netta è

$$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$$

Che cosa è successo? Ogni atomo di zinco ha ceduto due elettroni, e ogni ione rame(II) ne ha acquistati due (Figura 10.5). Possiamo descrivere separatamente le due metà del processo: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$ e $Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$. Si chiama **ossidazione** la perdita di elettroni, che fa **aumentare** il

n.o.; si chiama **riduzione** l'acquisto di elettroni, che fa **diminuire** il n.o. Gli elettroni non si creano e non si distruggono: quelli persi da una specie sono acquistati da un'altra. Per questo ossidazione e riduzione avvengono sempre insieme, e le reazioni di questo tipo si chiamano **ossidoriduzioni** o reazioni redox.



$Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$ (SO_4^{2-}: ione spettatore, n.o. invariati)

Figura 10.5 La reazione fra zinco e ioni rame(II). A sinistra, ciò che si osserva: il rame si deposita sulla lamina di zinco e il colore azzurro della soluzione, dovuto agli ioni Cu^{2+}, si attenua. A destra, ciò che succede agli atomi: il n.o. dello zinco aumenta da 0 a +2, quello del rame diminuisce da +2 a 0; gli elettroni ceduti sono uguali a quelli acquistati.

La specie che acquista elettroni e si riduce provoca l'ossidazione dell'altra: è l'**ossidante** (qui Cu^{2+}). La specie che cede elettroni e si ossida provoca la riduzione dell'altra: è il **riducente** (qui lo zinco). Attenzione ai nomi, che a prima vista sembrano rovesciati: **l'ossidante si riduce, il riducente si ossida**. La serie di attività, letta con queste parole, è una classifica dei metalli come riducenti: più un metallo sta in alto, più facilmente si ossida.

In origine «ossidazione» voleva dire combinazione con l'ossigeno, e le reazioni con l'ossigeno restano gli esempi più familiari. Nella combustione del metano, $CH_4 + 2\ O_2 \rightarrow CO_2 + 2\ H_2O$, il carbonio passa da −4 a +4 (si ossida: il metano è il riducente) e l'ossigeno da 0 a −2 (si riduce: l'ossigeno è l'ossidante). Il ferro all'aria umida arrugginisce: la ruggine è un ossido di ferro(III) idrato, di composizione variabile, e la reazione complessiva si può riassumere come $4\ Fe(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$, in cui il ferro passa da 0 a +3. Servono sia l'ossigeno sia l'acqua, e i sali disciolti accelerano il processo: per questo le auto arrugginiscono di più vicino al mare o sulle strade cosparse di sale in inverno. Il ferro si protegge con la vernice oppure ricoprendolo di zinco (zincatura): lo zinco, più in alto nella serie di attività, si ossida al posto del ferro.

Il criterio per riconoscere un'ossidoriduzione è quindi uno solo: **si assegnano i n.o. a tutti gli atomi, a sinistra e a destra; se almeno un n.o. cambia, la reazione è una redox**. Ne segue che tutti gli scambi semplici e tutte le combustioni sono ossidoriduzioni, come le reazioni dei

metalli con gli acidi ($Zn + 2\ H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2$: l'idrogeno passa da +1 a 0). Le sintesi e le decomposizioni possono esserlo o no: $2\ Na + Cl_2 \rightarrow 2\ NaCl$ è una redox, $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$ no. Non sono mai ossidoriduzioni le precipitazioni e le neutralizzazioni, in cui gli ioni cambiano partner ma non i n.o. Bilanciare le redox più complesse con il metodo degli elettroni, e usarle per produrre corrente elettrica nelle pile, saranno argomenti del prossimo anno.

ESPERIENZA DI LABORATORIO

Precipitati in provetta e una lamina di zinco nel solfato di rame

Obiettivo. Osservare due reazioni di precipitazione e uno scambio semplice, scriverne le equazioni ioniche nette e riconoscere quale delle reazioni è un'ossidoriduzione.

Materiale. Soluzioni 0,1 M di cloruro di calcio, carbonato di sodio, nitrato d'argento e cloruro di sodio in flaconi contagocce; soluzione 0,5 M di solfato di rame(II); una lamina di zinco pulita con carta abrasiva; acido cloridrico diluito (circa 1 M) in flacone contagocce; provette e portaprovette, becher da 50 mL, termometro, pinzette.

1. In una provetta versa circa 2 mL di soluzione di cloruro di calcio e aggiungi, goccia a goccia, la soluzione di carbonato di sodio. Osserva.
2. Lascia depositare il solido, elimina il liquido sovrastante e aggiungi al precipitato qualche goccia di acido cloridrico diluito. Osserva.
3. In un'altra provetta versa circa 2 mL di soluzione di cloruro di sodio e aggiungi qualche goccia di nitrato d'argento. Osserva il colore del precipitato, poi lascia la provetta per mezz'ora vicino a una finestra.
4. Versa circa 20 mL di solfato di rame(II) nel becher e misura la temperatura. Immergi per metà la lamina di zinco; dopo 10–15 minuti estraila con le pinzette, osserva la lamina e la soluzione e misura di nuovo la temperatura.

Sicurezza. Occhiali e camice per tutta l'esperienza. Il nitrato d'argento macchia di nero la pelle e i tessuti per giorni e irrita gli occhi: usa i guanti. Il solfato di rame(II) è nocivo se ingerito e irritante; l'acido cloridrico, anche diluito, è irritante. Lavora con piccole quantità e lava subito con molta acqua eventuali schizzi. Smaltimento: i residui che contengono argento, rame o zinco (il precipitato di cloruro d'argento, la soluzione del becher, il deposito di rame) vanno nei contenitori indicati dall'insegnante, mai nel lavandino, perché i loro ioni sono tossici per gli organismi acquatici; la lamina di zinco si sciacqua e si restituisce. Le provette con carbonato di calcio e cloruro di sodio si possono svuotare nel lavandino con molta acqua.

Risultato atteso. Nel passo 1 si forma un precipitato bianco di carbonato di calcio, che nel passo 2 si scioglie con effervescenza. Nel passo 3 si forma un precipitato bianco di cloruro d'argento, che alla luce diventa grigio-violaceo. Nel passo 4 la lamina si ricopre di un deposito scuro, bruno-rossastro, di rame; l'azzurro della soluzione si attenua e la temperatura sale leggermente.

Domande. Scrivi l'equazione ionica netta delle reazioni dei passi 1, 2 e 3 e indica gli ioni spettatori. Quale delle quattro reazioni è un'ossidoriduzione? Indica l'ossidante e il riducente. Che cosa succederebbe immergendo una lamina di rame in una soluzione di solfato di zinco?

10.6 La stechiometria delle reazioni in soluzione

10.6.1 Dalle concentrazioni alle moli

Nei calcoli del cap. 2 i reagenti si pesavano. Con le soluzioni si misura invece un volume, e la quantità di sostanza si ricava dalla molarità: poiché $c = n/V$, il numero di moli di soluto contenute in un volume V di soluzione è

$$n = c \cdot V \quad (V \text{ in litri})$$

Per esempio, 25,0 mL di una soluzione 0,200 M di NaOH contengono n = 0,200 mol/L × 0,0250 L = $5{,}00 \times 10^{-3}$ mol di NaOH. Il resto del calcolo segue la mappa stechiometrica del cap. 2: dalle moli di un reagente si passa, con il rapporto fra i coefficienti dell'equazione bilanciata, alle moli di un altro reagente o di un prodotto, e da queste alla massa ($m = n \cdot M$) o al volume di soluzione ($V = n/c$). Conviene usare l'equazione molecolare oppure quella ionica netta, purché sia bilanciata; spesso la seconda rende più chiaro quali moli contano davvero.

IN SINTESI

- Moli in una soluzione: $n = c \cdot V$, con V in litri; volume che contiene n moli: $V = n/c$.
- Scorciatoia utile: mL × mol/L = millimoli (mmol); 1 mmol = 10^{-3} mol.
- Mappa: volume e molarità di A → moli di A → (× coefficiente di B / coefficiente di A) → moli di B → massa di B (× M) o volume di soluzione di B (÷ c).
- Neutralizzazione al punto di equivalenza: moli di H^+ cedute dall'acido = moli di OH^- cedute dalla base; per un acido con un solo H e NaOH: $c_a \cdot V_a = c_b \cdot V_b$.

ESEMPIO SVOLTO

Quanta soluzione serve, quanto precipitato si forma

Problema. Riprendi la reazione dell'esempio sul solfato di rame. Quale volume di soluzione di NaOH 0,250 M serve per far precipitare tutto il rame contenuto in 40,0 mL di soluzione 0,150 M di $CuSO_4$? Quale massa di $Cu(OH)_2$ si forma?

Soluzione. Equazione netta: $Cu^{2+}(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow Cu(OH)_2(s)$. Moli di Cu^{2+}: $n = 0{,}150\ \text{mol/L} \times 0{,}0400\ \text{L} = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol (ogni unità formula di $CuSO_4$ libera un solo Cu^{2+}). Moli di OH^- necessarie: $2 \times 6{,}00 \times 10^{-3} = 1{,}20 \times 10^{-2}$ mol, e altrettante di NaOH. Volume: $V = \dfrac{1{,}20 \times 10^{-2}\ \text{mol}}{0{,}250\ \text{mol/L}} = 0{,}0480$ L. Moli di $Cu(OH)_2$ = moli di $Cu^{2+} = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol; $M(Cu(OH)_2) = 63{,}55 + 2 \times (16{,}00 + 1{,}008) = 97{,}57$ g/mol; $m = 6{,}00 \times 10^{-3}\ \text{mol} \times 97{,}57\ \text{g/mol} = 0{,}585$ g.

Risultato. Servono 48,0 mL di NaOH 0,250 M; si formano 0,585 g di idrossido di rame(II). **Attenzione.** Il rapporto fra le moli è 1 : 2, non 1 : 1: dimenticare il coefficiente di OH^- dimezza il volume.

10.6.2 Il reagente limitante in soluzione

Quando si mescolano volumi qualsiasi di due soluzioni, raramente i reagenti sono in rapporto stechiometrico. Si procede come nel cap. 2: si calcolano le moli di ciascun reagente con $n = c \cdot V$, si divide ciascun valore per il suo coefficiente e il valore più piccolo indica il reagente limitante. Gli ioni dell'altro reagente in eccesso restano in soluzione insieme agli ioni spettatori. Per calcolarne la concentrazione finale si assume che i volumi si sommino, un'approssimazione molto buona per le soluzioni diluite.

ESEMPIO SVOLTO

Chi limita la precipitazione del carbonato di calcio?

Problema. Si mescolano 40,0 mL di cloruro di calcio 0,250 M e 60,0 mL di carbonato di sodio 0,200 M. Quale massa di $CaCO_3$ precipita? Quale ione resta in eccesso, e con quale concentrazione finale?

Soluzione. Equazione netta: $Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \rightarrow CaCO_3(s)$, rapporto 1 : 1. Moli di Ca^{2+}: $0{,}250 \times 0{,}0400 = 1{,}00 \times 10^{-2}$ mol. Moli di CO_3^{2-}: $0{,}200 \times 0{,}0600 = 1{,}20 \times 10^{-2}$ mol. Con coefficienti uguali, limita lo ione presente in quantità minore, Ca^{2+}. Si formano $1{,}00 \times 10^{-2}$ mol di $CaCO_3$; $M(CaCO_3) = 100{,}09$ g/mol; $m = 1{,}00 \times 10^{-2} \times 100{,}09 = 1{,}00$ g. Restano $1{,}20 \times 10^{-2} - 1{,}00 \times 10^{-2} = 2{,}0 \times 10^{-3}$ mol di CO_3^{2-} in 40,0 + 60,0 = 100,0 mL.

Risultato. Precipita 1,00 g di carbonato di calcio. Resta in eccesso lo ione carbonato: $c = 2{,}0 \times 10^{-3}\ \text{mol} / 0{,}1000\ \text{L} = 0{,}020$ M (due cifre significative, perché la differenza 0,0120 − 0,0100 ha solo due cifre). In soluzione restano anche gli spettatori: Na^+ 0,240 M e Cl^- 0,200 M.

10.6.3 La titolazione

Come si misura la concentrazione di un acido sconosciuto, per esempio quello dell'aceto? Lo si fa reagire con una soluzione di base a concentrazione nota, aggiunta un poco alla volta, fino a quando la base aggiunta è esattamente quella che serve. È una **titolazione** acido-base. La soluzione a concentrazione nota si chiama titolante e si aggiunge con una buretta, un tubo graduato con un rubinetto che permette di leggere il volume erogato al centesimo di millilitro (Figura 10.6). Il momento in cui le moli di base aggiunte sono esattamente quelle richieste dall'equazione bilanciata si chiama **punto di equivalenza**.

Il punto di equivalenza non si vede: lo segnala un indicatore aggiunto alla soluzione da titolare. Con la fenolftaleina, la soluzione acida resta incolore finché c'è acido da neutralizzare; la prima goccia di base in eccesso la colora di rosa. Il cambiamento di colore dell'indicatore, detto viraggio, segna il *punto finale* della titolazione; l'indicatore si sceglie in modo che il punto finale coincida il più possibile con il punto di equivalenza. Al punto di equivalenza vale la relazione stechiometrica: per un acido che cede un solo H^+ titolato con NaOH, $c_a \cdot V_a = c_b \cdot V_b$. Come varia l'acidità durante la titolazione, e come la si segue con il pH, lo vedrai il prossimo anno.

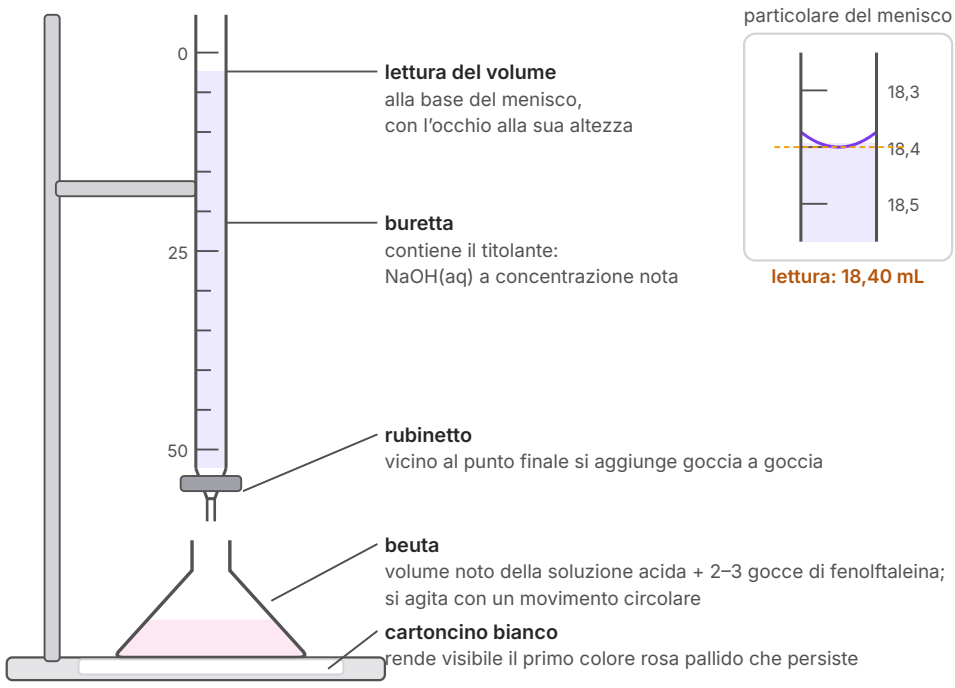


Figura 10.6 Il montaggio per una titolazione acido-base. Nel particolare, la lettura del volume: si legge la base del menisco, con l'occhio alla sua stessa altezza; la scala della buretta cresce verso il basso, e il volume erogato è la differenza fra la lettura finale e quella iniziale.

In pratica: si sciacqua la buretta con un po' della soluzione titolante, la si riempie e si annota la lettura iniziale; con una pipetta tarata si mette nella beuta un volume esatto della soluzione da titolare e si aggiungono 2–3 gocce di indicatore; si apre il rubinetto agitando la beuta con un movimento circolare e, quando il colore comincia a persistere più a lungo nel punto in cui cade la goccia, si procede goccia a goccia; ci si ferma al primo colore rosa pallido che resta per almeno 30 secondi e si legge il volume finale. La titolazione si ripete finché due o tre prove danno volumi concordanti, di solito entro 0,10 mL; la prima prova, spesso rapida e meno precisa, serve a capire dove si trova il punto finale.

ESEMPIO SVOLTO

Quanto acido acetico c'è nell'aceto?

Problema. Si titolano 10,00 mL di aceto di vino, diluiti con un po' d'acqua distillata e con 3 gocce di fenolftaleina, con NaOH 0,500 M. Il primo rosa persistente compare dopo l'aggiunta di 19,90 mL. Calcola la molarità dell'acido acetico, CH_3COOH, nell'aceto e la sua concentrazione in g/L e in % m/V.

Soluzione. Equazione: $CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$, rapporto 1 : 1. Moli di NaOH: 0,500 mol/L × 0,019 90 L = $9{,}95 \times 10^{-3}$ mol = moli di acido acetico. L'acqua aggiunta nella beuta non cambia le moli di acido, quindi il volume da usare è quello dell'aceto: $c = 9{,}95 \times 10^{-3}$ mol / 0,010 00 L = 0,995 M. $M(CH_3COOH) = 2 \times 12{,}01 + 4 \times 1{,}008 + 2 \times 16{,}00 = 60{,}05$ g/mol; concentrazione in massa: 0,995 mol/L × 60,05 g/mol = 59,8 g/L, cioè 5,98 g in 100 mL.

Risultato. 0,995 M; 59,8 g/L; 5,98 % m/V. È un valore tipico di un aceto di vino, che sull'etichetta riporta spesso «acidità 6 %». Il risultato ha tre cifre significative, come la concentrazione del titolante.

SINTESI

- Le reazioni si classificano in sintesi, decomposizioni, scambi semplici, doppi scambi e combustioni; le categorie sono strumenti per prevedere i prodotti e possono sovrapporsi.
- La serie di attività ordina i metalli secondo la tendenza a cedere elettroni: un metallo sposta dai loro sali i metalli che lo seguono; i metalli che precedono l'idrogeno liberano H_2 dagli acidi diluiti, rame, argento e oro no.
- In soluzione gli elettroliti forti sono dissociati in ioni. L'equazione ionica completa scrive come ioni le sostanze dissociate; eliminando gli ioni spettatori si ottiene l'equazione ionica netta, bilanciata negli atomi e nelle cariche.
- Solidi, gas, acqua ed elettroliti deboli si scrivono con la formula intera; gli ioni poliatomici non si scompongono.
- Una precipitazione avviene quando due ioni formano un composto insolubile; le regole di solubilità permettono di prevederla. Sciogliere un sale non è una reazione chimica.
- Secondo Arrhenius (1884) un acido libera in acqua ioni H^+, una base ioni OH^-; gli indicatori cambiano colore secondo l'acidità.
- Nella neutralizzazione acido + base → sale + acqua; fra acidi e basi forti l'equazione netta è sempre $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.
- Carbonati e idrogenocarbonati reagiscono con gli acidi liberando CO_2; mai mescolare candeggina e acidi.
- Un'ossidoriduzione è una reazione in cui cambiano i numeri di ossidazione: chi cede elettroni si ossida (n.o. aumenta) ed è il riducente; chi li acquista si riduce (n.o. diminuisce) ed è l'ossidante.
- Scambi semplici e combustioni sono redox; precipitazioni e neutralizzazioni non lo sono mai.
- Nella stechiometria in soluzione le moli si ricavano da $n = c \cdot V$; per il reagente limitante si confrontano le moli divise per i coefficienti.
- Nella titolazione un volume misurato di titolante reagisce fino al punto di equivalenza, segnalato dal viraggio dell'indicatore; per un acido con un solo H titolato con NaOH vale $c_a V_a = c_b V_b$.

ESERCIZI

Comprendere e ricordare

1. ● La reazione $Zn(s) + 2\ HCl(aq) \rightarrow ZnCl_2(aq) + H_2(g)$ è una reazione di:
   - **A.** sintesi
   - **B.** decomposizione
   - **C.** scambio semplice
   - **D.** doppio scambio

2. ● In base alla serie di attività, quale metallo **non** reagisce con l'acido cloridrico diluito?
   - **A.** magnesio
   - **B.** zinco
   - **C.** ferro
   - **D.** argento

3. ● Nella reazione fra soluzioni di nitrato d'argento e di cloruro di sodio, gli ioni spettatori sono:
   - **A.** Ag^+ e Cl^-
   - **B.** Na^+ e NO_3^-
   - **C.** Ag^+ e Na^+
   - **D.** solo Na^+

4. ●● Quale coppia di soluzioni, mescolate, forma un precipitato?
   - **A.** Na_2SO_4 e $BaCl_2$
   - **B.** KNO_3 e NaCl
   - **C.** NH_4Cl e $NaNO_3$
   - **D.** $CaCl_2$ e KNO_3

5. ● Secondo Arrhenius una base è una sostanza che:
   - **A.** contiene sempre atomi di un metallo
   - **B.** in acqua libera ioni H^+
   - **C.** in acqua libera ioni OH^-
   - **D.** cambia in rosso il colore della cartina di tornasole

6. ●● L'equazione ionica netta della reazione fra acido nitrico e idrossido di potassio è:
   - **A.** $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$
   - **B.** $K^+ + NO_3^- \rightarrow KNO_3$
   - **C.** $H^+ + NO_3^- + K^+ + OH^- \rightarrow K^+ + NO_3^- + H_2O$
   - **D.** $H^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow H_2O(l)$

7. ●● Nella reazione $2\ Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$:
   A. il magnesio si riduce ed è l'ossidante
   B. il magnesio si ossida ed è il riducente
   C. l'ossigeno si ossida ed è il riducente
   D. i numeri di ossidazione non cambiano

8. ●● Quante moli di NaOH contengono 25,0 mL di una soluzione 0,200 M?
   A. 5,00 mol
   B. 0,125 mol
   C. $5{,}00 \times 10^{-3}$ mol
   D. $8{,}00 \times 10^{-3}$ mol

9. ●●● Si titola acido solforico, H_2SO_4, con idrossido di sodio. Al punto di equivalenza:
   A. le moli di NaOH aggiunte sono il doppio delle moli di H_2SO_4
   B. le moli di NaOH aggiunte sono uguali alle moli di H_2SO_4
   C. il volume di NaOH aggiunto è uguale al volume di acido
   D. la concentrazione di NaOH è uguale a quella dell'acido

Vero o falso

10. ● Sciogliere il cloruro di sodio in acqua è una reazione di doppio scambio.

11. ● In un'equazione ionica netta corretta la carica totale dei reagenti è uguale alla carica totale dei prodotti.

12. ●● Il rame non reagisce con l'acido cloridrico diluito perché nella serie di attività si trova dopo l'idrogeno.

13. ●● Le reazioni di doppio scambio sono tutte ossidoriduzioni.

14. ●● Nella reazione $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$ lo ione Cu^{2+} è il riducente.

Applicare

15. ● Classifica ciascuna reazione come sintesi, decomposizione, scambio semplice, doppio scambio o combustione: a) $2\ KClO_3(s) \rightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$; b) $CaO(s) + H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(s)$; c) $Fe(s) + CuSO_4(aq) \rightarrow FeSO_4(aq) + Cu(s)$; d) $AgNO_3(aq) + KBr(aq) \rightarrow AgBr(s) + KNO_3(aq)$; e) $C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \rightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$.

16. ● Usando la serie di attività, prevedi se avviene una reazione; se sì, scrivi l'equazione bilanciata: a) zinco in una soluzione di nitrato d'argento; b) rame in una soluzione di solfato di zinco; c) alluminio in acido cloridrico; d) argento in acido cloridrico.

17. ●● Scrivi l'equazione molecolare, l'equazione ionica completa e l'equazione ionica netta delle reazioni fra: a) soluzioni di solfato di potassio e di nitrato di bario; b) soluzioni di cloruro di ferro(III) e di idrossido di sodio. Indica gli ioni spettatori.

18. ●● Assegna i numeri di ossidazione e indica, per ciascuna reazione, la specie che si ossida, quella che si riduce, l'ossidante e il riducente: a) $Cu(s) + 2\ AgNO_3(aq) \rightarrow Cu(NO_3)_2(aq) + 2\ Ag(s)$; b) $2\ Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ NaCl(s)$; c) $CuO(s) + H_2(g) \rightarrow Cu(s) + H_2O(g)$.

19. ● Quante moli di ioni cloruro sono contenute in 150 mL di una soluzione 0,200 M di cloruro di calcio, $CaCl_2$?

20. ●● A 30,0 mL di una soluzione 0,150 M di solfato di sodio si aggiunge cloruro di bario in eccesso. Scrivi l'equazione ionica netta e calcola la massa di solfato di bario che precipita.

21. ●● Una compressa di antiacido contiene 2,00 g di carbonato di calcio. Quale volume di acido cloridrico 0,500 M serve per farla reagire completamente? Quale volume di CO_2 si libera, misurato a 25 °C e 1 bar?

22. ●●● Si mescolano 50,0 mL di nitrato d'argento 0,100 M e 30,0 mL di cloruro di sodio 0,200 M. Quale massa di cloruro d'argento precipita? Quali ioni restano in soluzione, e con quale concentrazione? (Considera additivi i volumi.)

23. ●●● 20,00 mL di una soluzione di acido solforico sono neutralizzati da 24,60 mL di idrossido di sodio 0,1500 M. Scrivi l'equazione bilanciata e calcola la molarità dell'acido solforico.

24. ●●● Una compressa di un altro antiacido contiene 0,400 g di idrossido di magnesio, $Mg(OH)_2$. Quale volume di acido cloridrico 0,100 M può neutralizzare al massimo?

Leggere dati e figure

25. ● Osserva la Figura 10.2. Si può conservare una soluzione di solfato di rame(II) in un recipiente di ferro? E in un recipiente d'argento? Quali dei metalli della figura si potrebbero usare per recuperare l'argento da una soluzione di nitrato d'argento?

26. ●● Una soluzione incolore contiene il nitrato di uno solo di questi cationi: Na^+, Ag^+, Ba^{2+}. Aggiungendo a un campione qualche goccia di cloruro di sodio non succede nulla; aggiungendo a un altro campione solfato di sodio si forma un precipitato bianco. Usando la Tabella 10.1, stabilisci quale catione è presente e scrivi l'equazione ionica netta. Quale risultato avresti ottenuto con ciascuno degli altri due cationi?

27. ●●● Uno studente titola 20,00 mL di acido cloridrico con NaOH 0,1000 M e annota le letture della buretta (in mL). Prova 1 (rapida): iniziale 0,00, finale 19,30. Prova 2: 0,40 e 18,95. Prova 3: 1,20 e 19,75. Prova 4: 0,10 e 18,70. Calcola il volume erogato in ogni prova; spiega quali prove usare e perché; calcola la molarità dell'acido.

Indagare e argomentare

28. ●● Spiega, con le equazioni, perché nel bollitore si deposita il calcare quando si fa bollire un'acqua dura, e perché per toglierlo si usa l'aceto o l'acido citrico e non l'acqua calda.

29. ●●● Hai a disposizione lamine di magnesio, zinco e rame e soluzioni diluite dei loro solfati. Progetta un esperimento per ordinare i tre metalli secondo la loro attività: quali combinazioni provi, che cosa osservi, come presenti i risultati, quali variabili tieni costanti e quali norme di sicurezza adotti. Quale ordine ti aspetti?

30. ●●● Quali osservazioni sostengono l'idea di Arrhenius che i sali sciolti in acqua siano dissociati in ioni anche prima del passaggio della corrente? Considera la conducibilità delle soluzioni e le proprietà colligative (cap. 9). Spiega poi perché l'ammoniaca mette in difficoltà la sua definizione di base.

PER APPROFONDIRE

- [TRO] N. J. Tro, *Chemistry: A Molecular Approach*: il capitolo sulle reazioni in soluzione acquosa, con le equazioni ioniche, le regole di solubilità, le titolazioni e la serie di attività.
- [ATK] P. Atkins, L. Jones, L. Laverman, *Chemical Principles*: le pagine introduttive su precipitazioni, acidi e basi e ossidoriduzioni, e sulla stechiometria in soluzione.

Glossario del capitolo

Acido (secondo Arrhenius)
Sostanza che in acqua libera ioni idrogeno, H^+.

Base (secondo Arrhenius)
Sostanza che in acqua libera ioni idrossido, OH^-.

Combustione
Reazione di una sostanza con l'ossigeno che libera calore e spesso luce; i composti di C e H (o di C, H e O) bruciando completamente danno CO_2 e H_2O.

Equazione ionica completa
Equazione in cui le sostanze dissociate in soluzione sono scritte come ioni separati.

Equazione ionica netta
Equazione ionica privata degli ioni spettatori; descrive solo la trasformazione che avviene davvero.

Indicatore
Sostanza il cui colore dipende dall'acidità della soluzione, come il tornasole e la fenolftaleina.

Ione spettatore
Ione presente in soluzione prima e dopo una reazione, che non vi partecipa.

Neutralizzazione
Reazione fra un acido e una base che forma un sale e acqua; fra acidi e basi forti l'equazione netta è $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$.

Ossidante
Specie che acquista elettroni, si riduce e provoca l'ossidazione di un'altra specie.

Ossidazione
Perdita di elettroni da parte di una specie chimica, con aumento del suo numero di ossidazione.

Ossidoriduzione
Reazione in cui alcuni atomi cambiano numero di ossidazione: una specie si ossida e un'altra si riduce; detta anche reazione redox.

Punto di equivalenza
Momento di una titolazione in cui il titolante aggiunto è esattamente in rapporto stechiometrico con la sostanza titolata.

Reazione di doppio scambio
Reazione in cui due composti ionici si scambiano gli ioni: $AB + CD \rightarrow AD + CB$.

Reazione di precipitazione
Reazione in cui ioni provenienti da soluzioni diverse formano un composto insolubile.

Reazione di scambio semplice
Reazione in cui un elemento prende il posto di un altro in un composto: $A + BC \rightarrow AC + B$.

Reazione di sintesi
Reazione in cui due o più sostanze formano un unico prodotto.

Riducente
Specie che cede elettroni, si ossida e provoca la riduzione di un'altra specie.

Riduzione
Acquisto di elettroni da parte di una specie chimica, con diminuzione del suo numero di ossidazione.

Serie di attività dei metalli
Classifica dei metalli secondo la tendenza a cedere elettroni; un metallo sposta dalle soluzioni dei loro sali i metalli che lo seguono.

Titolazione
Procedimento che determina la concentrazione di una soluzione facendola reagire con un volume misurato di una soluzione a concentrazione nota.

Soluzioni

1. C. Un elemento (lo zinco) prende il posto di un altro (l'idrogeno) in un composto.

2. D. L'argento segue l'idrogeno nella serie di attività; magnesio, zinco e ferro lo precedono e liberano H_2.

3. B. Ag^+ e Cl^- formano il precipitato AgCl; Na^+ e NO_3^- restano in soluzione.

4. A. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4(s)$. Nelle altre coppie tutti i possibili composti (nitrati, sali di sodio, potassio e ammonio, cloruro di calcio) sono solubili.

5. C. La A è falsa: la definizione di Arrhenius non parla di metalli, e l'ammoniaca si comporta da base pur non contenendone; la B è la definizione di acido; la D descrive il comportamento di un acido.

6. D. K^+ e NO_3^- sono spettatori. La A è l'equazione molecolare, la C quella ionica completa.

7. B. Mg passa da 0 a +2 (cede elettroni, si ossida: riducente); O passa da 0 a −2 (si riduce: ossidante).

8. C. $n = 0{,}200\ \text{mol/L} \times 0{,}0250\ \text{L} = 5{,}00 \times 10^{-3}$ mol.

9. A. $H_2SO_4 + 2\ NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$: ogni molecola di acido cede due H^+.

10. F. Il sale si dissocia: $NaCl(s) \rightarrow Na^+(aq) + Cl^-(aq)$; gli ioni restano gli stessi e il sale si riottiene facendo evaporare l'acqua. Non si forma né NaOH né HCl.

11. V. Un'equazione netta è bilanciata sia negli atomi sia nelle cariche.

12. V.

13. F. Nei doppi scambi (precipitazioni, neutralizzazioni) gli ioni cambiano partner ma i numeri di ossidazione restano gli stessi.

14. F. Cu^{2+} acquista elettroni e si riduce: è l'ossidante. Il riducente è lo zinco.

15. a) decomposizione; b) sintesi; c) scambio semplice; d) doppio scambio (precipitazione); e) combustione.

16. a) Sì: $Zn(s) + 2\ AgNO_3(aq) \rightarrow Zn(NO_3)_2(aq) + 2\ Ag(s)$. b) No: il rame segue lo zinco. c) Sì: $2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \rightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$ (in pratica la reazione parte dopo che l'acido ha intaccato lo strato di ossido). d) No: l'argento segue l'idrogeno.

17. a) $K_2SO_4(aq) + Ba(NO_3)_2(aq) \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ KNO_3(aq)$; $2\ K^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2\ NO_3^- \rightarrow BaSO_4(s) + 2\ K^+ + 2\ NO_3^-$; netta $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$; spettatori K^+ e NO_3^-. b) $FeCl_3(aq) + 3\ NaOH(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ NaCl(aq)$; $Fe^{3+} + 3\ Cl^- + 3\ Na^+ + 3\ OH^- \rightarrow Fe(OH)_3(s) + 3\ Na^+ + 3\ Cl^-$; netta $Fe^{3+}(aq) + 3\ OH^-(aq) \rightarrow Fe(OH)_3(s)$; spettatori Na^+ e Cl^-.

18. a) Cu 0 → +2 (si ossida, riducente); Ag +1 → 0 (Ag^+ si riduce, ossidante); N +5 e O −2 invariati. b) Na 0 → +1 (si ossida, riducente); Cl 0 → −1 (si riduce, Cl_2 ossidante). c) Cu +2 → 0 (CuO si riduce, ossidante); H 0 → +1 (H_2 si ossida, riducente); O −2 invariato.

19. $n(CaCl_2) = 0{,}200 \times 0{,}150 = 0{,}0300$ mol; ogni unità formula contiene 2 Cl^-: $n(Cl^-) = 0{,}0600$ mol.

20. $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$. $n(SO_4^{2-}) = 0{,}150 \times 0{,}0300 = 4{,}50 \times 10^{-3}$ mol $= n(BaSO_4)$; $M(BaSO_4) = 137{,}3 + 32{,}06 + 4 \times 16{,}00 = 233{,}36$ g/mol; $m = 4{,}50 \times 10^{-3} \times 233{,}36 = 1{,}05$ g.

21. $CaCO_3 + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$. $n(CaCO_3) = 2{,}00/100{,}09 = 0{,}019\,98$ mol; $n(HCl) = 0{,}039\,96$ mol; $V = 0{,}039\,96/0{,}500 = 0{,}0799$ L = 79,9 mL. $n(CO_2) = 0{,}019\,98$ mol; $V = 0{,}019\,98 \times 24{,}79$ L/mol = 0,495 L.

22. $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl(s)$, 1 : 1. $n(Ag^+) = 0{,}100 \times 0{,}0500 = 5{,}00 \times 10^{-3}$ mol; $n(Cl^-) = 0{,}200 \times 0{,}0300 = 6{,}00 \times 10^{-3}$ mol: limita Ag^+. $m(AgCl) = 5{,}00 \times 10^{-3} \times 143{,}35 = 0{,}717$ g. Volume totale 80,0 mL: Cl^- in eccesso $1{,}00 \times 10^{-3}$ mol → 0,0125 M; Na^+ $6{,}00 \times 10^{-3}/0{,}0800 = 0{,}0750$ M; NO_3^- $5{,}00 \times 10^{-3}/0{,}0800 = 0{,}0625$ M; Ag^+ praticamente assente.

23. $H_2SO_4(aq) + 2\ NaOH(aq) \rightarrow Na_2SO_4(aq) + 2\ H_2O(l)$. $n(NaOH) = 0{,}1500 \times 0{,}024\,60 = 3{,}690 \times 10^{-3}$ mol; $n(H_2SO_4) = 1{,}845 \times 10^{-3}$ mol; $c = 1{,}845 \times 10^{-3}/0{,}02000 = 0{,}092\,25$ M (quattro cifre significative).

24. $Mg(OH)_2 + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + 2\ H_2O$. $M(Mg(OH)_2) = 24{,}31 + 2 \times 17{,}008 = 58{,}33$ g/mol; $n = 0{,}400/58{,}33 = 6{,}858 \times 10^{-3}$ mol; $n(HCl) = 1{,}372 \times 10^{-2}$ mol; $V = 1{,}372 \times 10^{-2}/0{,}100 = 0{,}137$ L = 137 mL.

25. No con il ferro: il ferro precede il rame nella serie e reagirebbe ($Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$), corrodendo il recipiente. Sì con l'argento, che segue il rame. Per recuperare l'argento va bene qualsiasi metallo che lo preceda, per esempio rame, ferro o zinco; nella pratica si evitano quelli che reagiscono con l'acqua (K, Ca, Na).

26. Con NaCl nessun precipitato: non ci sono Ag^+ (AgCl sarebbe insolubile). Con Na_2SO_4 precipitato bianco: $Ba^{2+}(aq) + SO_4^{2-}(aq) \rightarrow BaSO_4(s)$. Il catione è Ba^{2+}. Con Na^+ nessun precipitato in entrambe le prove; con Ag^+ precipitato bianco di AgCl con il cloruro di sodio e, al massimo, un precipitato scarso con il solfato (solfato d'argento poco solubile).

27. Volumi: 19,30; 18,55; 18,55; 18,60 mL. La prova 1 è la prova rapida e ha superato il punto finale: si scarta. Le prove 2–4 sono concordanti (entro 0,05 mL): media 18,57 mL. $c = 0{,}1000 \times 18{,}57/20{,}00 = 0{,}092\,83$ M (quattro cifre significative, come i dati).

28. Traccia: l'acqua dura contiene Ca^{2+} e HCO_3^-; scaldando, $Ca^{2+} + 2\ HCO_3^- \rightarrow CaCO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(l)$: il CO_2 esce e il carbonato precipita. L'acqua calda non lo scioglie (anzi lo favorisce); un acido lo trasforma in ioni solubili e CO_2: $CaCO_3(s) + 2\ CH_3COOH(aq) \rightarrow Ca^{2+}(aq) + 2\ CH_3COO^-(aq) + H_2O(l) + CO_2(g)$.

29. Traccia: si provano tutte e sei le combinazioni metallo/soluzione di un altro metallo (per esempio su una piastra a pozzetti, con poche gocce), ciascun metallo anche nella soluzione del proprio sale come controllo; si osserva la comparsa di un deposito o il cambiamento del colore (lo ione Cu^{2+} è azzurro); si raccolgono i risultati in una tabella a doppia entrata (sì/no). Variabili costanti: concentrazione e volume delle soluzioni, dimensione e pulizia delle lamine, temperatura e tempo di osservazione. Ordine atteso: Mg > Zn > Cu (Mg sposta Zn e Cu; Zn sposta Cu; Cu nessuno). Sicurezza: occhiali e guanti, solfato di rame nocivo, residui nel contenitore dei metalli pesanti.

30. Traccia: le soluzioni di sali conducono la corrente, mentre l'acqua pura e le soluzioni di zucchero quasi no: in soluzione ci sono particelle cariche libere di muoversi. Le proprietà colligative di una soluzione di NaCl corrispondono a quasi il doppio delle particelle rispetto alle unità formula sciolte ($i \approx 2$), e questo si misura senza alcuna corrente: gli ioni esistono già. L'ammoniaca colora di rosa la fenolftaleina e neutralizza gli acidi, ma non contiene OH^-: li produce reagendo con l'acqua, cosa che la definizione di Arrhenius non prevede (la spiega quella di Brønsted e Lowry).