

Capitolo 11 REAZIONI IN SOLUZIONI ACQUOSE

11.3 Fai riferimento alla Tabella 4.2 del testo per risolvere questo problema. AgCl è solubile in acqua. Precipiterà dalla soluzione. NaNO₃ è solubile in acqua e in soluzione troveremo gli ioni Na⁺ e NO₃⁻. Il diagramma (c) è il più adatto per descrivere la soluzione.

11.4 Fai riferimento alla Tabella 4.2 del testo per risolvere questo problema. Mg(OH)₂ non è solubile in acqua. Precipiterà dalla soluzione. KCl è solubile in acqua e in soluzione troveremo gli ioni K⁺ e Cl⁻. Il diagramma (b) è il più adatto per descrivere la soluzione.

11.5 Fai riferimento alla Tabella 4.2 del testo per risolvere questo problema.

- (a) Ca₃(PO₄)₂ è **insolubile**.
- (b) Mn(OH)₂ è **insolubile**.
- (c) AgClO₃ è **solubile**.
- (d) K₂S è **solubile**.

11.6

Procedimento: Sebbene non sia necessario memorizzare le solubilità dei composti, dovresti ricordarti le seguenti utili regole: tutti i composti ionici che contengono cationi di metalli alcalini, lo ione ammonio, lo ione nitrato, bicarbonato e clorato sono solubili. Per gli altri composti, fai riferimento alla Tabella 4.2 del testo.

Svolgimento:

- (a) CaCO₃ è **insolubile**. La maggior parte dei carbonati sono insolubili.
- (b) ZnSO₄ è **solubile**. La maggior parte dei solfati sono solubili.
- (c) Hg(NO₃)₂ è **solubile**. Tutti i nitrati sono solubili.
- (d) Hg(SO₄) è **insolubile**. La maggior parte dei solfati sono solubili, ma quelli che contengono Ag⁺, Ca²⁺, Ba²⁺, Hg²⁺ e Pb²⁺ sono insolubili.
- (e) NH₄ClO₄ è **solubile**. Tutti i composti ammoniacali sono solubili.

11.7

(a) **Ionica:** $2\text{Ag}^+(aq) + 2\text{NO}_3^-(aq) + 2\text{Na}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4(s) + 2\text{Na}^+(aq) + 2\text{NO}_3^-(aq)$

Ionica netta: $2\text{Ag}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \longrightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4(s)$

(b) **Ionica:** $\text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq) + \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \longrightarrow \text{BaSO}_4(s) + \text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$

Ionica netta: $\text{Ba}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \longrightarrow \text{BaSO}_4(s)$

(c) **Ionica:** $2\text{NH}_4^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) + \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{Cl}^-(aq) \longrightarrow \text{CaCO}_3(s) + 2\text{NH}_4^+(aq) + 2\text{Cl}^-(aq)$

Ionica netta: $\text{Ca}^{2+}(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq) \longrightarrow \text{CaCO}_3(s)$

11.8

(a) **Procedimento:** Ricorda che un'equazione ionica mostra i composti ionici decomposti come ioni liberi. Un'equazione ionica netta mostra invece solamente le specie che realmente prendono parte alla reazione. Cosa succede quando i composti ionici si sciolgono in acqua?

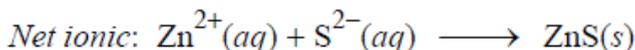
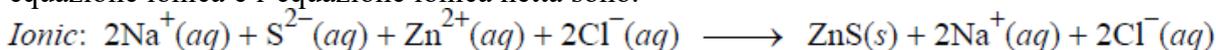
Che ioni si formano dalla dissociazione di Na₂S e ZnCl₂? Cosa succede quando i cationi entrano in contatto con gli anioni in soluzione?

Svolgimento: In soluzione Na₂S si dissocia in ioni Na⁺ e S²⁻ e ZnCl₂ si dissocia in ioni Zn²⁺ e Cl⁻. Secondo la Tabella 4.2 del testo, ioni zinco (Zn²⁺) e solfuro (S²⁻) formeranno un composto insolubile, il solfuro di zinco (ZnS), mentre l'altro prodotto, NaCl, è solubile e rimane in soluzione. Questa è una

reazione di precipitazione. L'equazione molecolare bilanciata è:



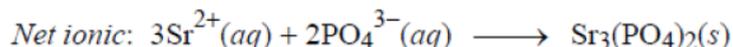
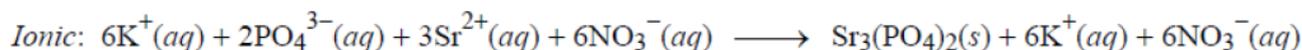
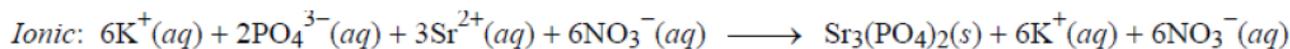
L'equazione ionica e l'equazione ionica netta sono:



Verifica: Nota che dal momento che abbiamo bilanciato prima l'equazione molecolare, l'equazione ionica è bilanciata per quanto riguarda gli atomi da entrambi i lati, e il numero di cariche positive e negative dal lato sinistro dell'equazione è lo stesso.

(b) Procedimento: Cosa succede quando un composto ionico si scioglie in soluzione? Quali ioni si formano dalla dissociazione di K_3PO_4 e $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$? Cosa succede quando i cationi entrano in contatto con gli anioni in soluzione?

Svolgimento: In soluzione, K_3PO_4 si dissocia in ioni K^+ e PO_4^{3-} e $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ si dissocia in ioni Sr^{2+} e NO_3^- . Secondo la Tabella 4.2 del testo, gli ioni stronzio (Sr^{2+}) e gli ioni fosfato (PO_4^{3-}) formeranno un composto insolubile, il fosfato di stronzio [$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$], mentre l'altro prodotto, KNO_3 , è solubile e rimarrà in soluzione. Questa è una reazione di precipitazione. L'equazione molecolare bilanciata è:



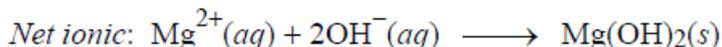
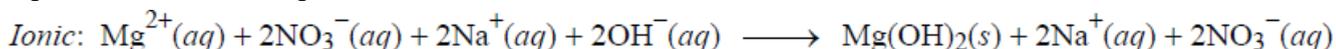
Verifica: Nota che dal momento che abbiamo bilanciato prima l'equazione molecolare, l'equazione ionica è bilanciata per quanto riguarda gli atomi da entrambi i lati, e il numero di cariche positive e negative dal lato sinistro dell'equazione è lo stesso.

(c) Procedimento: Cosa succede quando un composto ionico si scioglie in soluzione? Quali ioni si formano dalla dissociazione di $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e NaOH ? Cosa succede quando i cationi entrano in contatto con gli anioni in soluzione?

Svolgimento: In soluzione, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ si dissocia in ioni Mg^{2+} e NO_3^- e NaOH si dissocia in ioni Na^+ e OH^- . Secondo la Tabella 4.2 del testo, gli ioni magnesio (Mg^{2+}) e gli ioni ossidrilici (OH^-) formeranno un composto insolubile, l'idrossido di magnesio [$\text{Mg}(\text{OH})_2$], mentre l'altro prodotto, NaNO_3 , è solubile e rimarrà in soluzione. Questa è una reazione di precipitazione. L'equazione molecolare bilanciata è:



L'equazione ionica e l'equazione ionica netta sono:



Verifica: Nota che dal momento che abbiamo bilanciato prima l'equazione molecolare, l'equazione ionica è bilanciata per quanto riguarda gli atomi da entrambi i lati, e il numero di cariche positive e negative dal lato sinistro dell'equazione è lo stesso.

11.9

(a) Entrambi i reagenti sono composti ionici solubili. Le altre possibili combinazioni, Na_2SO_4 , e $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ sono anch'esse solubili.

(b) Entrambi i reagenti sono solubili. Delle altre due combinazioni, KCl è solubile, ma BaSO_4 è insolubile e precipiteranno. $\text{Ba}^{2+}(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) \rightarrow \text{BaSO}_4(s)$

11.10

- (a) Aggiungi ioni cloruro. KCl è solubile, ma AgCl non lo è.
(b) Aggiungi ioni ossidrilici. Ba(OH)₂ è solubile, ma Pb(OH)₂ è insolubile.
(c) Aggiungi ioni carbonato. (NH₄)₂CO₃ è solubile, ma CaCO₃ è insolubile.
(d) Aggiungi ioni solfato. CuSO₄ è solubile, ma BaSO₄ è insolubile.

11.17

- (a) HI si scioglie in acqua per dar luogo a H⁺ e I⁻, quindi HI è un acido di Brønsted.
(b) CH₃COO⁻ può accettare un protone per diventare acido acetico CH₃COOH, quindi è una base di Brønsted.
(c) H₂PO₄⁻ può sia accettare un protone, H⁺, per diventare H₃PO₄ e quindi si comporta come una base di Brønsted, o può rilasciare un protone in acqua per dar luogo a H⁺ e HPO₄²⁻, comportandosi da acido di Brønsted.
(d) HSO₄⁻ può sia accettare un protone, H⁺, per diventare H₂SO₄ comportandosi da base di Brønsted, o può rilasciare un protone in acqua per dar luogo a H⁺ e SO₄²⁻, comportandosi da acido di Brønsted.

11.18

Procedimento: Quali sono le caratteristiche di un acido di Brønsted? Contiene almeno un atomo H? Con l'eccezione dell'ammoniaca, la maggior parte delle basi di Brønsted che incontrerai a questo punto sono anioni.

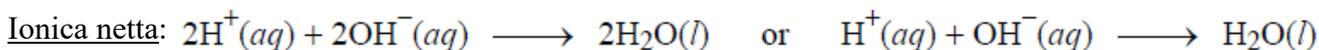
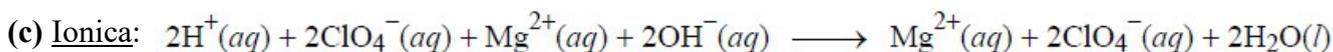
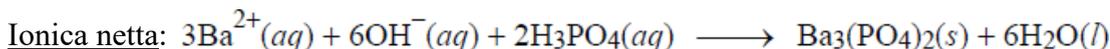
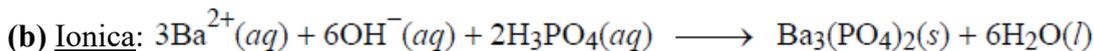
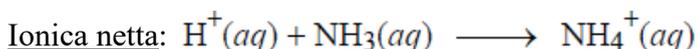
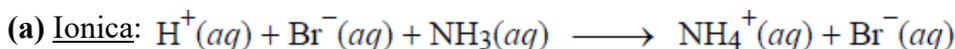
Svolgimento:

- (a) PO₄³⁻ in acqua può accettare un protone per diventare HPO₄²⁻, ed è pertanto una **base di Brønsted**.
(b) ClO₂⁻ in acqua può accettare un protone per diventare HClO₂, ed è pertanto una **base di Brønsted**.
(c) NH₄⁺ disciolto in acqua può donare un protone H⁺, comportandosi quindi da **acido di Brønsted**.
(d) HCO₃⁻ può accettare un protone per diventare H₂CO₃, comportandosi pertanto da base **di Brønsted**. Oppure, HCO₃⁻ può donare un protone per produrre H⁺ e CO₃²⁻, comportandosi così da acido **di Brønsted**.

Nota: La specie HCO₃⁻ è detta *anfotera* dal momento che possiede sia proprietà basiche che acide.

11.19

Procedimento: Ricorda che gli acidi forti e le basi forti sono elettroliti forti. Sono completamente ionizzati in soluzione. Una equazione ionica mostrerà gli acidi forti e le basi forti in funzione dei loro ioni. Una equazione ionica netta mostra solo le specie che prendono realmente parte alla reazione.



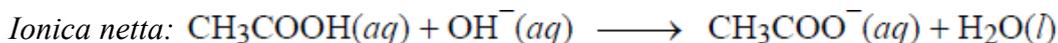
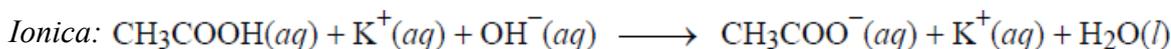
11.20

Procedimento: Ricorda che gli acidi forti e le basi forti sono elettroliti forti. Sono completamente ionizzati in soluzione. Un'equazione ionica mostrerà acidi forti e basi forti nelle loro forme ionizzate. Gli acidi deboli e le basi deboli sono elettroliti deboli. Si ionizzeranno in piccola parte in soluzione. Gli acidi deboli e le basi deboli sono rappresentati come molecole nella equazione ionica e in quella ionica netta. Un'equazione ionica netta mostra solo le specie che realmente prendono parte alla reazione.

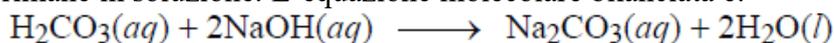
(a) **Svolgimento:** CH₃COOH è un acido debole. Verrà rappresentato come una molecola nell'equazione ionica. KOH è una base forte. Si ionizza completamente in ioni K⁺ e OH⁻. Dal momento che CH₃COOH è un acido, dona un H⁺ alla base, OH⁻, producendo acqua. L'altro prodotto è il sale, CH₃COOK, che è solubile e rimane in soluzione. L'equazione molecolare bilanciata è:



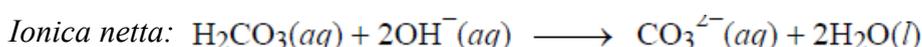
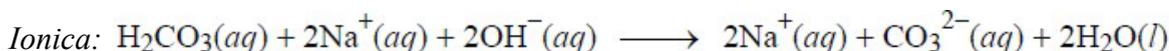
L'equazione ionica e l'equazione ionica netta sono:



(b) Svolgimento: H_2CO_3 è un acido debole. Verrà rappresentato come una molecola nell'equazione ionica. NaOH è una base forte. Si ionizza completamente in ioni Na^+ e OH^- . Dal momento che H_2CO_3 è un acido, dona un H^+ alla base, OH^- , producendo acqua. L'altro prodotto è il sale, Na_2CO_3 , che è solubile e rimane in soluzione. L'equazione molecolare bilanciata è:



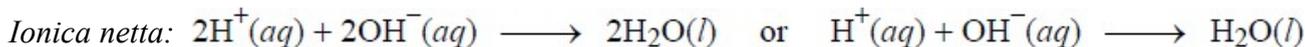
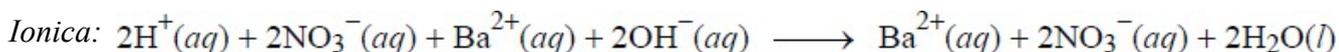
L'equazione ionica e l'equazione ionica netta sono:



(c) Svolgimento: HNO_3 è un acido forte. Si ionizza completamente in ioni H^+ e NO_3^- . $\text{Ba}(\text{OH})_2$ è una base forte. Si ionizza completamente in ioni Ba^{2+} e OH^- . Dal momento che HNO_3 è un acido, dona un H^+ alla base, OH^- , producendo acqua. L'altro prodotto è il sale, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, che è solubile e rimane in soluzione. L'equazione molecolare bilanciata è:



L'equazione ionica e l'equazione ionica netta sono:



11.25 Sebbene l'esercizio non ti richieda di assegnare i numeri di ossidazione, devi essere in grado di farlo per determinare cosa viene ossidato e cosa viene ridotto.

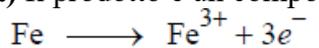
(i) <u>Semi reazioni</u>	(ii) <u>Agente Ossidante</u>	(iii) <u>Agente Riducente</u>
$\text{Sr} \rightarrow \text{Sr}^{2+} + 2e^-$ $\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$	O_2	Sr
$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$ $\text{H}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{H}^-$	H_2	Li
$\text{Cs} \rightarrow \text{Cs}^+ + e^-$ $\text{Br}_2 + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-$	Br_2	Cs
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ $\text{N}_2 + 6e^- \rightarrow 2\text{N}^{3-}$	N_2	Mg

11.26

Procedimento: Per dividere una reazione redox nella semireazione di ossidazione e di riduzione, devi prima assegnare i numeri di ossidazione a tutti gli atomi nella reazione. In questo modo, puoi determinare quali elementi sono ossidati (perdono elettroni) e quali sono ridotti (guadagnano elettroni).

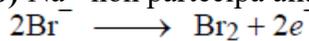
Svolgimento: In ciascuna parte, l'agente riducente è il reagente nella prima semireazione e l'agente ossidante è il reagente nella seconda semireazione. I coefficienti in ciascuna semireazione sono stati ridotti ai più piccoli numeri interi possibili.

(a) Il prodotto è un composto ionico i cui ioni sono Fe^{3+} e O_2^- .



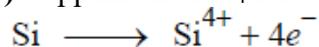
O_2 è l'agente ossidante; Fe è l'agente riducente.

(b) Na^+ non partecipa alla reazione. È uno "ione spettatore".



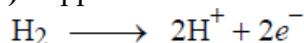
Cl_2 è l'agente ossidante, Br^- è l'agente riducente.

(c) Supponi che SiF_4 sia costituito da Si^{4+} e F^- .



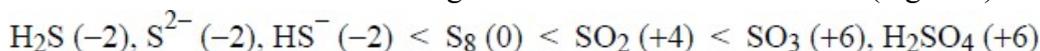
F_2 è l'agente ossidante; Si è l'agente riducente.

(d) Supponi che HCl sia composto da H^+ e Cl^- .



Cl_2 è l'agente ossidante; H_2 è l'agente riducente.

11.27 Il numero di ossidazione dell'idrogeno è +1 (regola 4), per l'ossigeno è -2 (regola 3). Il numero di ossidazione per lo zolfo in S_8 è zero (regola 1). Ricorda che in una molecola neutra, la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi deve essere zero, e in uno ione la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi nello ione deve essere uguale alla carica netta dello ione (regola 6).



Il numero in parentesi rappresenta il numero di ossidazione dello zolfo.

11.28 Procedimento: In generale, seguiamo le regole per l'assegnazione dei numeri di ossidazione esposte nel Paragrafo 4.4 del testo. Ricorda che tutti i metalli alcalini hanno un numero di ossidazione +1 nei composti ionici, e nella maggior parte dei casi nei loro composti l'idrogeno ha un numero di ossidazione +1 e l'ossigeno un numero di ossidazione -2.

Svolgimento: Tutti i composti riportati sono composti neutri, pertanto la somma dei numeri di ossidazione deve essere zero (Regola 6, Paragrafo 4.4 del testo).

Sia il numero di ossidazione di P = x.

(a) $x + 1 + (3)(-2) = 0, x = +5$

(d) $x + (3)(+1) + (4)(-2) = 0, x = +5$

(b) $x + (3)(+1) + (2)(-2) = 0, x = +1$

(e) $2x + (4)(+1) + (7)(-2) = 0, 2x = 10, x = +5$

(c) $x + (3)(+1) + (3)(-2) = 0, x = +3$

(f) $3x + (5)(+1) + (10)(-2) = 0, 3x = 15, x = +5$

Le molecole negli esempi (a), (e) ed (f) possono essere ottenute riscaldando fortemente il composto nell'esempio (d). Sono reazioni di ossidoriduzione?

Verifica: In ciascun caso, la somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi uguaglia la carica netta delle specie, in questo caso zero?

- (a) $\underline{\text{ClF}}$: F -1 (rule 5), Cl +1 (rule 6) (b) $\underline{\text{IF}_7}$: F -1 (rule 5), I +7 (rules 5 and 6)
(c) $\underline{\text{CH}_4}$: H +1 (rule 4), C -4 (rule 6) (d) $\underline{\text{C}_2\text{H}_2}$: H +1 (rule 4), C -1 (rule 6)
(e) $\underline{\text{C}_2\text{H}_4}$: H +1 (rule 4), C -2 (rule 6), (f) $\text{K}_2\underline{\text{CrO}_4}$: K +1 (rule 2), O -2 (rule 3), Cr +6 (rule 6)
(g) $\text{K}_2\underline{\text{Cr}_2\text{O}_7}$: K +1 (rule 2), O -2 (rule 3), Cr +6 (rule 6)
(h) $\text{K}\underline{\text{MnO}_4}$: K +1 (rule 2), O -2 (rule 3), Mn +7 (rule 6)
(i) $\text{NaH}\underline{\text{CO}_3}$: Na +1 (rule 2), H +1 (rule 4), O -2 (rule 3), C +4 (rule 6)
(j) $\underline{\text{Li}_2}$: Li 0 (rule 1) (k) $\text{Na}\underline{\text{IO}_3}$: Na +1 (rule 2), O -2 (rule 3), I +5 (rule 6)
(l) $\text{K}\underline{\text{O}_2}$: K +1 (rule 2), O -1/2 (rule 6) (m) $\underline{\text{PF}_6^-}$: F -1 (rule 5), P +5 (rule 6)
(n) $\text{K}\underline{\text{AuCl}_4}$: K +1 (rule 2), Cl -1 (rule 5), Au +3 (rule 6)

11.30 Sono tutti elementi nel loro stato fondamentale, quindi hanno tutti un numero di ossidazione uguale a zero.

11.31

- (a) $\underline{\text{CS}_2\text{O}}$, +1 (b) $\text{Ca}\underline{\text{I}_2}$, -1 (c) $\underline{\text{Al}_2\text{O}_3}$, +3 (d) $\text{H}_3\underline{\text{AsO}_3}$, +3 (e) $\underline{\text{TiO}_2}$, +4
(f) $\underline{\text{MoO}_4}^{2-}$, +6 (g) $\underline{\text{PtCl}_4}^{2-}$, +2 (h) $\underline{\text{PtCl}_6}^{2-}$, +4 (i) $\underline{\text{SnF}_2}$, +2 (j) $\underline{\text{ClF}_3}$, +3
(k) $\underline{\text{SbF}_6^-}$, +5

11.32

- (a) N: -3 (b) O: -1/2 (c) C: -1 (d) C: +4
(e) C: +3 (f) O: -2 (g) B: +3 (h) W: +6

11.33 Se l'acido nitrico è un forte agente ossidante e lo zinco è un forte agente riducente, lo zinco metallico ridurrà probabilmente l'acido nitrico quando reagiranno insieme; perciò, N acquisirà elettroni e il numero di ossidazione di N deve diminuire. Dal momento che il numero di ossidazione dell'azoto nell'acido nitrico è +5 (verificalo!), pertanto i prodotti che contengono azoto dovranno avere un numero di ossidazione più piccolo per quanto riguarda l'azoto. L'unico composto nella lista che non ha un numero di ossidazione inferiore a +5 è N_2O_5 , (qual è il numero di ossidazione di N in N_2O_5 ?). Questo non è mai un prodotto della riduzione dell'acido nitrico.

11.34

Procedimento: *Spostamento di idrogeno.* Qualsiasi metallo al di sopra dell'idrogeno nella serie di attività lo sposterà dall'acqua o da un acido. I metalli al di sotto dell'idrogeno *non* reagiranno né con l'acqua né con un acido.

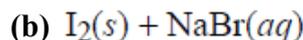
Svolgimento: Solo (b) Li e (d) Ca sono al di sopra dell'idrogeno nella serie di attività, così che sono gli unici metalli presenti in questo problema che reagiranno con l'acqua.

11.35 Per risolvere questo problema, devi assegnare i numeri di ossidazione a tutti gli elementi nei composti. L'ossigeno ha sempre numero di ossidazione -2 (regola 3). Questi numeri di ossidazione dovrebbero poi essere confrontati con una serie di possibili numeri di ossidazione che ciascun elemento può avere. L'ossigeno molecolare è un potente agente ossidante. Nel SO_3 , il numero di ossidazione dell'elemento legato all'ossigeno (S) è al suo massimo valore (+6); lo zolfo non può ossidarsi oltre. Gli altri elementi legati all'ossigeno in questo problema hanno un numero di ossidazione inferiore al loro valore massimo e possono subire un'ulteriore ossidazione.

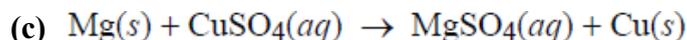
11.36

- (a) $\text{Cu}(s) + \text{HCl}(aq)$

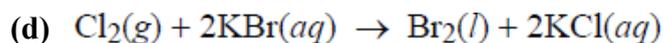
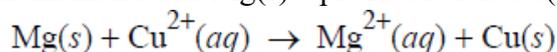
non avviene reazione dal momento che Cu(s) è meno reattivo dell'idrogeno proveniente dagli acidi.



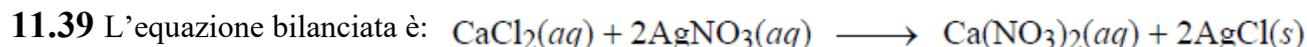
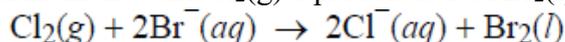
non avviene reazione dal momento che $I_2(s)$ è meno reattivo di $Br_2(l)$.



dal momento che $Mg(s)$ è più reattivo di $Cu(s)$. L'equazione ionica netta:



dal momento che $Cl_2(g)$ è più reattivo di $Br_2(l)$ L'equazione ionica netta:



Dobbiamo determinare il reagente limitante. Ag^+ e Cl^- si combinano in un rapporto 1:1 per formare $AgCl$. Calcoliamo la quantità di Ag^+ e Cl^- in soluzione.

$$\text{mol } Ag^+ = \frac{0.100 \text{ mol } Ag^+}{1000 \text{ mL soln}} \times 15.0 \text{ mL soln} = 1.50 \times 10^{-3} \text{ mol } Ag^+$$

$$\text{mol } Cl^- = \frac{0.150 \text{ mol } CaCl_2}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{2 \text{ mol } Cl^-}{1 \text{ mol } CaCl_2} \times 30.0 \text{ mL soln} = 9.00 \times 10^{-3} \text{ mol } Cl^-$$

Dal momento che Ag^+ e Cl^- si combinano in un rapporto molare 1:1, $AgNO_3$ è il reagente limitante. Si possono formare solo moli di $AgCl$. Trasformando in grammi di $AgCl$:

$$1.50 \times 10^{-3} \text{ mol } AgCl \times \frac{143.4 \text{ g } AgCl}{1 \text{ mol } AgCl} = 0.215 \text{ g } AgCl$$

11.40

Procedimento: Vogliamo calcolare la massa % di Ba nel composto originario. Iniziamo con la definizione di massa %.

$$\text{mass \% Ba} = \frac{\text{mass Ba}}{\text{mass of sample}} \times 100\%$$

da calcolare *da trovare*

fornita dall'esercizio

La massa del campione viene fornita dall'esercizio (0.6760 g). Pertanto, dobbiamo trovare la massa di Ba nel campione originario. Supponiamo che la precipitazione sia quantitativa, cioè, tutto il bario nel campione è precipitato come solfato di bario. Dalla massa del $BaSO_4$ prodotto, possiamo calcolare la massa del Ba. C'è 1 mole di Ba in 1 mole di $BaSO_4$.

Svolgimento: Per prima cosa, calcoliamo la massa di Ba in 0.4105 g del $BaSO_4$ precipitato. La massa molare di $BaSO_4$ è 233.4 g/mol.

$$\begin{aligned} ? \text{ mass of Ba} &= 0.4105 \text{ g } BaSO_4 \times \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{233.4 \text{ g } BaSO_4} \times \frac{1 \text{ mol Ba}}{1 \text{ mol } BaSO_4} \times \frac{137.3 \text{ g Ba}}{1 \text{ mol Ba}} \\ &= 0.2415 \text{ g Ba} \end{aligned}$$

Calcoliamo poi la massa percentuale di Ba nel campione incognito.

$$\%Ba \text{ by mass} = \frac{0.2415 \text{ g}}{0.6760 \text{ g}} \times 100\% = 35.72\%$$

11.41 L'equazione ionica netta è: $\text{Ag}^+(aq) + \text{Cl}^-(aq) \longrightarrow \text{AgCl}(s)$

È necessaria una mole di Cl^- per ogni mole di Ag^+ . Per prima cosa, trova il numero di moli di Ag^+ .

$$\text{mol Ag}^+ = \frac{0.0113 \text{ mol Ag}^+}{1000 \text{ mL soln}} \times (2.50 \times 10^2 \text{ mL soln}) = 2.83 \times 10^{-3} \text{ mol Ag}^+$$

Ora, calcola la massa di NaCl usando il rapporto molare dall'equazione bilanciata.

$$(2.83 \times 10^{-3} \text{ mol Ag}^+) \times \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol Ag}^+} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}^-} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = \mathbf{0.165 \text{ g NaCl}}$$

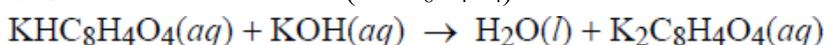
11.42 L'equazione ionica netta è: $\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{S}^{2-}(aq) \longrightarrow \text{CuS}(s)$

La risposta cercata è la concentrazione molare di Cu^{2+} , cioè, le moli di ioni Cu^{2+} per litro di soluzione. Usiamo il metodo dell'analisi dimensionale per trasformare nell'ordine:

g of CuS \rightarrow moles CuS \rightarrow moles Cu^{2+} \rightarrow moles Cu^{2+} per liter soln

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0.0177 \text{ g CuS} \times \frac{1 \text{ mol CuS}}{95.62 \text{ g CuS}} \times \frac{1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ mol CuS}} \times \frac{1}{0.800 \text{ L}} = \mathbf{2.31 \times 10^{-4} M}$$

11.45 La reazione tra KHP ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$) e KOH è:



Conosciamo il volume della soluzione di KOH e vogliamo calcolare la molarità della soluzione di KOH.

$$\frac{\text{da calcolare}}{\text{M di KOH}} = \frac{\text{da trovare}}{\text{mol KOH / L di soluzione di KOH}} \\ \text{fornita dall'esercizio}$$

Se possiamo determinare le moli di KOH nella soluzione, possiamo calcolare la molarità della soluzione. Dalla massa di KHP e dalla sua massa molare, possiamo calcolare le moli di KHP. Quindi, usando il rapporto molare dall'equazione bilanciata, possiamo calcolare le moli di KOH.

$$? \text{ mol KOH} = 0.4218 \text{ g KHP} \times \frac{1 \text{ mol KHP}}{204.2 \text{ g KHP}} \times \frac{1 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol KHP}} = 2.066 \times 10^{-3} \text{ mol KOH}$$

Dalle moli e dal volume di KOH, possiamo calcolare la molarità della soluzione di KOH.

$$\mathbf{M \text{ of KOH}} = \frac{\text{mol KOH}}{\text{L of KOH soln}} = \frac{2.066 \times 10^{-3} \text{ mol KOH}}{18.68 \times 10^{-3} \text{ L soln}} = \mathbf{0.1106 M}$$

11.46 La reazione tra HCl e NaOH è: $\text{HCl}(aq) + \text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l) + \text{NaCl}(aq)$

Conosciamo il volume della soluzione di NaOH e vogliamo calcolare la molarità della soluzione di NaOH.

$$\frac{\text{da calcolare}}{\text{M of NaOH}} = \frac{\text{da trovare}}{\text{mol NaOH}} \\ \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L of NaOH soln}} \\ \text{fornita dall'esercizio}$$

Se possiamo determinare le moli di NaOH nella soluzione, possiamo calcolare la molarità della soluzione. Dal volume e dalla molarità di HCl possiamo calcolare le moli di HCl. Quindi, usando il rapporto molare

dall'equazione bilanciata, possiamo calcolare le moli di NaOH.

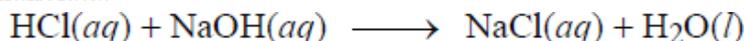
$$? \text{ mol NaOH} = 17.4 \text{ mL HCl} \times \frac{0.312 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 5.43 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Dalle moli e dal volume di NaOH, possiamo calcolare la molarità della soluzione di NaOH.

$$M \text{ of NaOH} = \frac{\text{mol NaOH}}{\text{L of NaOH soln}} = \frac{5.43 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}}{25.0 \times 10^{-3} \text{ L soln}} = 0.217 M$$

11.47

(a) Per avere il rapporto molare corretto per risolvere il problema, devi iniziare da una equazione chimica bilanciata.



Dalla molarità e dal volume della soluzione di HCl puoi calcolare le moli di HCl. Quindi, usando il rapporto molare dalla precedente equazione bilanciata, puoi calcolare le moli di NaOH.

$$? \text{ mol NaOH} = 25.00 \text{ mL} \times \frac{2.430 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} = 6.075 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}$$

Risolvendo in funzione del volume di NaOH: litri di soluzione = moli di soluto / M

$$\text{volume of NaOH} = \frac{6.075 \times 10^{-2} \text{ mol NaOH}}{1.420 \text{ mol/L}} = 4.278 \times 10^{-2} \text{ L} = 42.78 \text{ mL}$$

(b) questo esercizio è simile a quello della parte (a). La differenza è nel rapporto molare tra acido e base che qui è 2:1.



$$? \text{ mol NaOH} = 25.00 \text{ mL} \times \frac{4.500 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0.2250 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{volume of NaOH} = \frac{0.2250 \text{ mol NaOH}}{1.420 \text{ mol/L}} = 0.1585 \text{ L} = 158.5 \text{ mL}$$

(c) questo esercizio è simile a quelli della parte (a) e (b). La differenza è nel rapporto molare tra acido e base che qui è 3:1.



$$? \text{ mol NaOH} = 25.00 \text{ mL} \times \frac{1.500 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{3 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} = 0.1125 \text{ mol NaOH}$$

$$\text{volume of NaOH} = \frac{0.1125 \text{ mol NaOH}}{1.420 \text{ mol/L}} = 0.07923 \text{ L} = 79.23 \text{ mL}$$

11.48

Procedimento: Conosciamo la molarità della soluzione di HCl e vogliamo calcolare il volume di questa soluzione.

$$M \text{ of HCl} = \frac{\text{mol HCl}}{\text{L of HCl soln}}$$

fornita dall'esercizio *da trovare*

da calcolare

Se possiamo determinare le moli di HCl, possiamo usare la definizione di molarità per calcolare il volume necessario di HCl. Dal volume e dalla molarità di NaOH o Ba(OH)₂, possiamo calcolare le moli di NaOH o Ba(OH)₂. Quindi, usando il rapporto molare derivante dall'equazione bilanciata, possiamo calcolare le moli di HCl.

Svolgimento:

(a) Per avere il rapporto molare corretto per risolvere l'esercizio, devi partire da un'equazione chimica bilanciata.



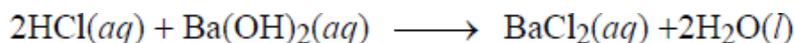
$$? \text{ mol HCl} = 10.0 \text{ mL} \times \frac{0.300 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL of solution}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = 3.00 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Dalla molarità e dalle moli di HCl, ci calcoliamo il volume di HCl necessario per neutralizzare NaOH.

$$\text{litri di soluzione} = \frac{\text{moli di soluto}}{M}$$

$$\text{volume of HCl} = \frac{3.00 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}}{0.500 \text{ mol/L}} = 6.00 \times 10^{-3} \text{ L} = 6.00 \text{ mL}$$

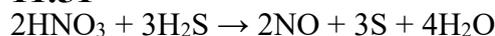
(b) Questo esercizio è simile a quello della parte (a). La differenza è che il rapporto molare tra l'acido e la base è 2:1



$$? \text{ mol HCl} = 10.0 \text{ mL} \times \frac{0.200 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{1000 \text{ mL of solution}} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 4.00 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$\text{volume of HCl} = \frac{4.00 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}}{0.500 \text{ mol/L}} = 8.00 \times 10^{-3} \text{ L} = 8.00 \text{ mL}$$

11.51



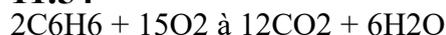
11.52



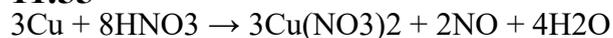
11.53



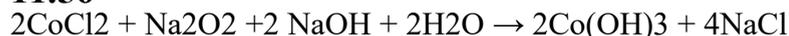
11.54



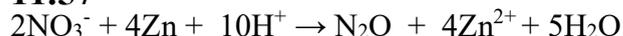
11.55



11.56



11.57



11.58



11.59 Nelle reazioni redox cambiano i numeri di ossidazione degli elementi. Per verificare se un'equazione rappresenta un processo redox, assegna i numeri di ossidazione a ciascuno degli elementi nei reagenti e nei prodotti. Se i numeri di ossidazione cambiano, è una reazione redox.

- (a) A sinistra il numero di ossidazione del cloro in Cl_2 è zero (regola 1). A destra è -1 in Cl^- (regola 2) e +1 in OCl^- (regole 3 e 5). Dal momento che il cloro è sia ossidato che ridotto, questa è una **reazione redox** di disproporzione.
- (b) I numeri di ossidazione del calcio e del carbonio non cambiano. Questa non è una reazione redox; è una **reazione di precipitazione**.
- (c) I numeri di ossidazione dell'azoto e dell'idrogeno non cambiano. Questa non è una reazione redox; è una **reazione acido-base**.
- (d) I numeri di ossidazione del carbonio, del cloro, del cromo e dell'ossigeno non cambiano. Questa non è una reazione redox; non può essere facilmente classificata in nessuna categoria, ma potrebbe essere considerata una **reazione di combinazione**.
- (e) Il numero di ossidazione del calcio varia da 0 a +2, e il numero di ossidazione del fluoro varia da 0 a -1. Questa è una **reazione redox** di combinazione.

I punti rimanenti da (f) a (j) possono essere svolti nella stessa maniera.

(f) Redox (g) Precipitazione (h) Redox (i) Redox (j) Redox

11.60 Le tre prove chimiche potrebbero includere:

- (1) Elettrolisi per verificare la produzione di idrogeno o ossigeno.
- (2) La reazione con un metallo alcalino per vedere se si sono formati una base ed idrogeno gassoso, e
- (3) Lo scioglimento di un ossido metallico per vedere se si è formata una base (o un ossido di un nonmetallo per verificare se si è formato un acido).

11.61 Puoi verificare la conducibilità delle soluzioni. Lo zucchero è un non elettrolita e una soluzione acquosa di zucchero non conduce l'elettricità; invece, NaCl è un elettrolita forte quando viene sciolto in acqua. Il nitrato di argento può essere aggiunto alle soluzioni per far precipitare cloruro di argento. In questo caso particolare, le soluzioni possono anche essere assaggiate. (n.d.T. è sempre fortemente sconsigliato eseguire saggi organolettici)

11.62



11.63 Dovresti scegliere un metallo più attivo di Al. Guardando la serie di attività (Figura 4.14 del testo), i metalli più in alto di Al nella serie di attività sono Mg, Na, Ca, Ba, K, Li. Tutti questi metalli possono essere usati per ridurre Al^{3+} ad Al.

11.64 Per prima cosa si deve verificare se i gas possono dar luogo a combustione. O_2 da luogo a combustione, CO_2 no. In secondo luogo, se CO_2 viene fatto gorgogliare attraverso una soluzione di idrossido di calcio [$\text{Ca}(\text{OH})_2$], si forma un precipitato bianco di CaCO_3 . Non avviene nessuna reazione quando O_2 viene fatto gorgogliare attraverso una soluzione di idrossido di calcio.

11.65 Usando le regole di assegnazione dei numeri di ossidazione, troviamo che il numero di ossidazione di C in CO_2 è +4, che è il massimo numero di ossidazione che può avere il carbonio. Pertanto, non può essere ulteriormente ossidato e CO_2 non potrà bruciare. Invece, il numero di ossidazione di C in CO è +2. Il carbonio in CO può essere ulteriormente ossidato (a cosa?) e di conseguenza potrà bruciare.

11.66 La reazione di neutralizzazione è:



Il rapporto molare tra l'acido e NaOH è 1:1. Le moli di HA che reagiscono con NaOH sono:

$$20.27 \text{ mL soln} \times \frac{0.1578 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{1 \text{ mol HA}}{1 \text{ mol NaOH}} = 3.199 \times 10^{-3} \text{ mol HA}$$

3.664 g dell'acido reagiscono con la base. La massa molare dell'acido è:

$$\text{Molar mass} = \frac{3.664 \text{ g HA}}{3.199 \times 10^{-3} \text{ mol HA}} = 1145 \text{ g/mol}$$

11.67 Si inizia con una equazione chimica bilanciata:



Dalla molarità e dal volume della soluzione di NaOH, puoi calcolare le moli di NaOH. Quindi, usando il rapporto molare dell'equazione bilanciata prima, puoi calcolare le moli di CH₃COOH.

$$5.75 \text{ mL solution} \times \frac{1.00 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL of solution}} \times \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 5.75 \times 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}$$

$$\text{Molarity CH}_3\text{COOH} = \frac{5.75 \times 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{0.0500 \text{ L}} = \mathbf{0.115 \text{ M}}$$

11.68 L'equazione bilanciata è: $\text{Ba}(\text{OH})_2(aq) + \text{Na}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{BaSO}_4(s) + 2\text{NaOH}(aq)$

$$\text{moles Ba}(\text{OH})_2: (2.27 \text{ L})(0.0820 \text{ mol/L}) = 0.186 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2$$

$$\text{moles Na}_2\text{SO}_4: (3.06 \text{ L})(0.0664 \text{ mol/L}) = 0.203 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

Dal momento che il rapporto molare tra Ba(OH)₂ e Na₂SO₄ è 1:1, Ba(OH)₂ è il reagente limitante. La massa di BaSO₄ prodotto è:

$$0.186 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} \times \frac{233.4 \text{ g BaSO}_4}{\text{mol BaSO}_4} = \mathbf{43.4 \text{ g BaSO}_4}$$

11.69 L'equazione bilanciata è: $2\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Le moli di Mg(OH)₂ in 10 mL di latte di magnesia sono:

$$10 \text{ mL soln} \times \frac{0.080 \text{ g Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL soln}} \times \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2}{58.33 \text{ g Mg}(\text{OH})_2} = 0.014 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2$$

$$\text{Moles of HCl reacted} = 0.014 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg}(\text{OH})_2} = 0.028 \text{ mol HCl}$$

$$\text{Volume of HCl} = \frac{\text{mol solute}}{M} = \frac{0.028 \text{ mol HCl}}{0.035 \text{ mol/L}} = \mathbf{0.80 \text{ L}}$$

11.70 Le equazioni bilanciate per le due reazioni sono:



Per prima cosa, troviamo il numero di moli in eccesso di acido dalla reazione con NaOH.

$$0.0334 \text{ L} \times \frac{0.500 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 8.35 \times 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Il numero originario di moli di acido era:

$$0.100 \text{ L} \times \frac{0.500 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L soln}} = 0.0500 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

La quantità di acido solforico che ha reagito con il metallo, X, è:

$$(0.0500 \text{ mol H}_2\text{SO}_4) - (8.35 \times 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4) = 0.0417 \text{ mol H}_2\text{SO}_4.$$

Dal momento che il rapporto molare dall'equazione bilanciata è 1 mole di X : 1 mole di H₂SO₄, la quantità di X che ha reagito è 0.0417 moli di X.

$$\text{molar mass X} = \frac{1.00 \text{ g X}}{0.0417 \text{ mol X}} = 24.0 \text{ g/mol}$$

L'elemento è il **magnesio**.

11.71 Per prima cosa, calcola il numero di moli di glucosio presenti.

$$\frac{0.513 \text{ mol glucose}}{1000 \text{ mL soln}} \times 60.0 \text{ mL} = 0.0308 \text{ mol glucose}$$

$$\frac{2.33 \text{ mol glucose}}{1000 \text{ mL soln}} \times 120.0 \text{ mL} = 0.280 \text{ mol glucose}$$

Somma tra loro le moli di glucosio, quindi dividi per il volume delle due soluzioni per calcolare la molarità.

$$\text{Molarity of final solution} = \frac{(0.0308 + 0.280) \text{ mol glucose}}{0.180 \text{ L}} = 1.73 \text{ mol/L} = 1.73 \text{ M}$$

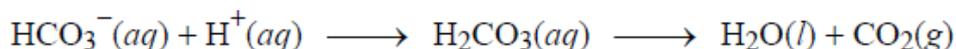
11.72

(a) Verifica con la carta tornasole, reazione con carbonato o bicarbonato per vedere se si produce CO₂ gassoso, reazione con una base e verifica con un indicatore.

(b) Titola una quantità nota di acido con una soluzione standard di NaOH. Dal momento che è un acido monoprotico, le moli di NaOH che hanno reagito uguagliano le moli di acido. Dividendo la massa di acido per il numero di moli otteniamo la massa molare di acido.

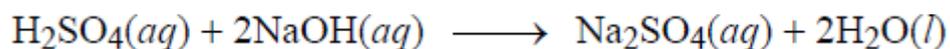
(c) Paragona visivamente la conducibilità dell'acido con una soluzione standard di NaCl della medesima concentrazione molare. Un acido forte avrà una conducibilità simile alla soluzione di NaCl. La conducibilità di un acido debole sarà considerevolmente minore di quella della soluzione di NaCl.

11.73 Il bicarbonato di sodio solido sarebbe la scelta migliore. Lo ione idrogeno carbonato, HCO₃⁻, si comporta come una base di Brønsted accettando un protone dall'acido.



Il calore generato durante la reazione dell'idrogeno carbonato con l'acido provoca la decomposizione ad acqua e diossido di carbonio dell'acido carbonico, H₂CO₃, che si era formato.

La reazione dell'acido solforico versato con l'idrossido di sodio produrrebbe solfato di sodio, Na₂SO₄, e acqua. C'è una possibilità che Na₂SO₄ possa precipitare. Inoltre, lo ione solfato, SO₄²⁻, è una base debole; pertanto, la soluzione "neutralizzata" dovrebbe essere *basica*.



Inoltre, NaOH è una sostanza caustica e pertanto non è sicuro adoperarla in questa maniera.

11.74

(a) Il sale da cucina, NaCl, è molto solubile in acqua ed è un elettrolita forte. L'aggiunta di AgNO₃ farà precipitare AgCl.

(b) Lo zucchero ad uso alimentare, o saccarosio, è solubile in acqua e è un non elettrolita.

(c) L'acido acetico acquoso, CH₃COOH, l'ingrediente principale dell'aceto, è un elettrolita debole. Mostra tutte le proprietà degli acidi (Paragrafo 4.3 del libro).

(d) Il bicarbonato di sodio, NaHCO₃, è un elettrolita forte idrosolubile. Reagisce con acido per liberare CO₂ gassoso. L'aggiunta di Ca(OH)₂ provoca la precipitazione di CaCO₃.

(e) La soda da bucato, Na₂CO₃·10H₂O, è un elettrolita forte idrosolubile. Reagisce con gli acidi per liberare CO₂ gassoso. L'aggiunta di un sale di metalli alcalino-terrosi darà luogo alla precipitazione di carbonati di metalli alcalino-terrosi. La soda da bucato acquosa è anche lievemente basica (Paragrafo 4.3 del testo).

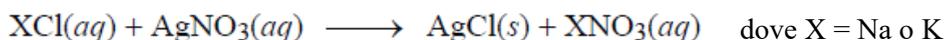
(f) L'acido borico, H₃BO₃, è un elettrolita debole e un acido debole.

(g) Il sale inglese, MgSO₄·7H₂O, è un elettrolita forte idrosolubile. L'aggiunta di Ba(NO₃)₂ provoca la precipitazione di BaSO₄. L'aggiunta di idrossido fa precipitare Mg(OH)₂.

- (h) L'idrossido di sodio, NaOH, è un elettrolita forte ed una base forte. L'aggiunta di Ca(NO₃)₂ provoca la precipitazione di Ca(OH)₂.
- (i) L'ammoniaca, NH₃, è un gas dall'odore pungente che disciolto in acqua si comporta da elettrolita debole e base debole. NH₃ in fase gassosa reagisce con HCl gassoso per produrre NH₄Cl solido.
- (j) Il latte di magnesia, Mg(OH)₂, è una base forte, insolubile, che reagisce con gli acidi. Il sale di magnesio risultante può essere solubile o insolubile.
- (k) CaCO₃ è un sale insolubile che reagisce con acido per liberare CO₂ gassoso.

Con la eccezione di NH₃ e dell'aceto, tutti i composti di questo esercizio sono solidi bianchi.

11.75 Utilizziamo una cifra significativa in più durante questo calcolo per minimizzare gli errori di arrotondamento. L'equazione bilanciata relativa alla reazione è:



Dalla quantità di AgCl prodotto, possiamo calcolare le moli di XCl che hanno reagito (X = Na o K).

$$1.913 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143.35 \text{ g AgCl}} \times \frac{1 \text{ mol XCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0.013345 \text{ mol XCl}$$

Sia x = numero di moli di NaCl. Pertanto, il numero di moli di KCl = 0.013345 mol - x . La somma delle masse di NaCl e KCl deve essere uguale alla massa della miscela, 0.8870 g. Possiamo scrivere:

$$\text{mass NaCl} + \text{mass KCl} = 0.8870 \text{ g}$$

$$\left[x \text{ mol NaCl} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \right] + \left[(0.013345 - x) \text{ mol KCl} \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} \right] = 0.8870 \text{ g}$$

$$x = 6.6958 \times 10^{-3} = \text{moles NaCl}$$

$$\text{mol KCl} = 0.013345 - x = 0.013345 \text{ mol} - (6.6958 \times 10^{-3} \text{ mol}) = 6.6492 \times 10^{-3} \text{ mol KCl}$$

Per convertire le moli in grammi:

$$\text{mass NaCl} = (6.6958 \times 10^{-3} \text{ mol NaCl}) \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 0.3913 \text{ g NaCl}$$

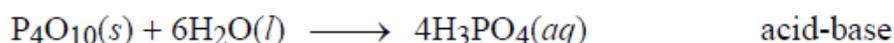
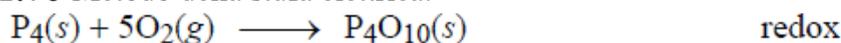
$$\text{mass KCl} = (6.6492 \times 10^{-3} \text{ mol KCl}) \times \frac{74.55 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 0.4957 \text{ g KCl}$$

Le percentuali in massa di ogni composto sono:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{0.3913 \text{ g}}{0.8870 \text{ g}} \times 100\% = 44.11\% \text{ NaCl}$$

$$\% \text{ KCl} = \frac{0.4957 \text{ g}}{0.8870 \text{ g}} \times 100\% = 55.89\% \text{ KCl}$$

11.76 Metodo della stufa elettrica:



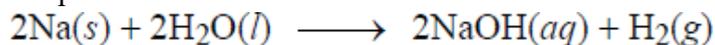
Procedimento in soluzione: $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}(s) + 5\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow 3\text{H}_3\text{PO}_4(aq) + \text{HF}(aq) + 5\text{CaSO}_4(s)$
Questa è una precipitazione e una reazione acido-base.

11.77

- (a) Il precipitato CaSO₄ formatosi sopra il Ca evita che il Ca reagisca con l'acido solforico.

(b) L'alluminio è protetto da un duro strato di ossido con la composizione Al_2O_3 .

(c) Questi metalli reagiscono più velocemente con l'acqua.



(d) Il metallo andrebbe posizionato sotto il Fe e sopra H.

11.78 I metalli che hanno più di *uno* stato di ossidazione tendono maggiormente a partecipare a reazioni di ossidoriduzione nei sistemi biologici. Tra le opzioni offerte, i metalli che possono avere più di uno stato di ossidazione sono: **Mn, Fe, Co e Cu**. L'unico stato di ossidazione di Na e K è +1, e l'unico stato di ossidazione di Mg, Ca e Zn è +2.

11.79

(a) Le equazioni bilanciate sono:

- | | | |
|----|--|---------------|
| 1. | $\text{Cu}(s) + 4\text{HNO}_3(aq) \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2\text{NO}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$ | Redox |
| 2. | $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(aq) + 2\text{NaOH}(aq) \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2(s) + 2\text{NaNO}_3(aq)$ | Precipitation |
| 3. | $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \xrightarrow{\text{heat}} \text{CuO}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$ | Decomposition |
| 4. | $\text{CuO}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \longrightarrow \text{CuSO}_4(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$ | Acid-Base |
| 5. | $\text{CuSO}_4(aq) + \text{Zn}(s) \longrightarrow \text{Cu}(s) + \text{ZnSO}_4(aq)$ | Redox |
| 6. | $\text{Zn}(s) + 2\text{HCl}(aq) \longrightarrow \text{ZnCl}_2(aq) + \text{H}_2(g)$ | Redox |

(b) Iniziamo con 65.6 g di Cu che corrispondono a $65.6 \text{ g Cu} \times \frac{1 \text{ mol Cu}}{63.55 \text{ g Cu}} = 1.03 \text{ mol Cu}$

Il rapporto molare tra il prodotto e il reagente in ciascuna reazione è 1:1. Pertanto, la resa teorica in ciascuna reazione è 1.03 moli.

- 1) $1.03 \text{ mol} \times \frac{187.6 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2} = 193 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 2) $1.03 \text{ mol} \times \frac{97.57 \text{ g Cu}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol Cu}(\text{OH})_2} = 1.00 \times 10^2 \text{ g Cu}(\text{OH})_2$
- 3) $1.03 \text{ mol} \times \frac{79.55 \text{ g CuO}}{1 \text{ mol CuO}} = 81.9 \text{ g CuO}$
- 4) $1.03 \text{ mol} \times \frac{159.6 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 164 \text{ g CuSO}_4$
- 5) $1.03 \text{ mol} \times \frac{63.55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 65.5 \text{ g Cu}$

(c) Tutti i passaggi di reazione sono puliti e quasi quantitativi; pertanto, la resa del recupero dovrebbe essere alta.

11.80

(a) $\text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq) \longrightarrow \text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$

(b) Dalla quantità di NaOH necessaria per neutralizzare 0.2041 g di campione, possiamo trovare quanto dei 0.2041 g del campione sono NH_4NO_3 . Per prima cosa, calcola le moli di NaOH.

$$\frac{0.1023 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL of soln}} \times 24.42 \text{ mL soln} = 2.498 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

Usando il rapporto molare della reazione bilanciata, possiamo calcolare la quantità di NH_4NO_3 che ha reagito.

$$(2.498 \times 10^{-3} \text{ mol NaOH}) \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{80.05 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 0.2000 \text{ g NH}_4\text{NO}_3$$

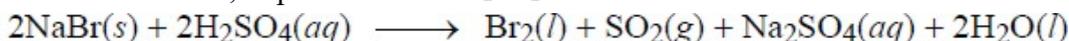
La purezza del campione di NH_4NO_3 è:

$$\% \text{ purezza} = \frac{0.2000 \text{ g}}{0.2041 \text{ g}} \times 100\% = 97.99\%$$

11.81

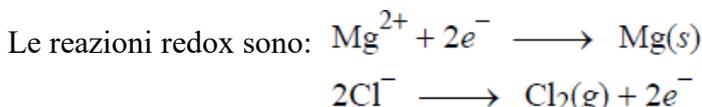
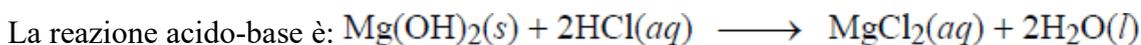
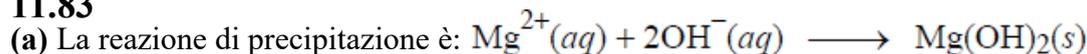


(b) HBr e HI *non* possono essere preparati nella stessa maniera, dal momento che Br^- e I^- si ossiderebbero al loro stato elementare, rispettivamente Br_2 e I_2 .



11.82 Poiché il volume della soluzione cambia (aumenta o diminuisce) quando il solido si scioglie.

11.83



(b) NaOH è molto più costoso di CaO.

(c) La dolomite ha il vantaggio di essere un'ulteriore fonte di magnesio che può essere recuperato.

(d) È meno costoso raccogliere il magnesio metallico dall'oceano che dalla crosta terrestre. Inoltre, è meno invasivo, perché non si deve scavare una miniera per raccogliere il minerale.

11.84 Per determinare la formula dell'idrato di cloro e ferro, dobbiamo calcolare le moli di ciascun componente del composto (Fe, Cl e H_2O). I pedici in una formula chimica rappresentano il rapporto molare dei componenti nel composto.

Per prima cosa troviamo le moli di H_2O nell'idrato.

$$\text{mass H}_2\text{O} = 5.012 \text{ g} - 3.195 \text{ g} = 1.817 \text{ g}$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = 1.817 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = 0.1008 \text{ mol}$$

Quindi dalla massa di AgCl precipitato, possiamo determinare le moli di Cl e quindi la massa di Cl nell'idrato di cloro e ferro.

$$7.225 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143.35 \text{ g AgCl}} \times \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 0.05040 \text{ mol Cl} \times \frac{35.45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1.787 \text{ g Cl}$$

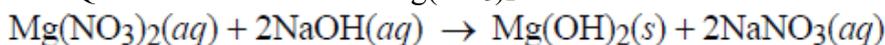
Sottraendo la massa di Cl dalla massa del composto anidro otterremo la massa di ferro nel composto. Possiamo quindi trasformarla in moli di ferro.

$$\text{mass Fe} = 3.195 \text{ g} - 1.787 \text{ g} = 1.408 \text{ g Fe}$$

$$\text{mol Fe} = 1.408 \text{ g Fe} \times \frac{1 \text{ mol Fe}}{55.85 \text{ g Fe}} = 0.02521 \text{ mol}$$

Questo passaggio ci dà la formula, $\text{Fe}_{0.02521}\text{Cl}_{0.05040} \cdot 0.1008 \text{ H}_2\text{O}$, che fornisce l'identità e i rapporti tra gli atomi presenti. Tuttavia, le formule chimiche sono scritte come numeri interi. Dividendo per il numero di moli più piccolo (0.02521) si ottiene la formula, **$\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$** .

11.85 Questa è la reazione tra $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ e NaOH :



L'idrossido di magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, precipita dalla soluzione. Na^+ e NO_3^- sono ioni spettatori. Questo è tuttavia un esercizio sul reagente limitante dal momento che sono fornite le quantità di entrambi i reagenti. Determiniamo per prima cosa quale reagente è il limitante prima di provare a determinare la concentrazione degli ioni rimasti in soluzione.

$$1.615 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2}{148.33 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2} = 0.010888 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2$$

$$1.073 \text{ g NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{39.998 \text{ g NaOH}} = 0.026826 \text{ mol NaOH}$$

Dall'equazione bilanciata, abbiamo bisogno del doppio di moli di NaOH rispetto a quelle di $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Disponiamo di più del doppio di NaOH ($2 \times 0.010888 \text{ mol} = 0.021776 \text{ mol}$) e pertanto $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ è il reagente limitante. NaOH è in eccesso e ioni Na^+ , OH^- e NO_3^- rimarranno in soluzione. Dal momento che Na^+ e NO_3^- sono ioni spettatori, il numero di moli dopo la reazione sarà uguale al numero di moli iniziale. L'eccesso di moli di OH^- deve essere calcolato basandosi sulla quantità che reagisce con Mg^{2+} . Il volume complessivo delle due soluzioni è: $22.02 \text{ mL} + 28.64 \text{ mL} = 50.66 \text{ mL} = 0.05066 \text{ L}$.

$$[\text{Na}^+] = 0.026826 \text{ mol NaOH} \times \frac{1 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol NaOH}} \times \frac{1}{0.05066 \text{ L}} = 0.5295 \text{ M}$$

$$[\text{NO}_3^-] = 0.010888 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{2 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{1}{0.05066 \text{ L}} = 0.4298 \text{ M}$$

Le moli di OH^- che hanno reagito sono:

$$0.010888 \text{ mol Mg}^{2+} \times \frac{2 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol Mg}^{2+}} = 0.021776 \text{ mol OH}^- \text{ reacted}$$

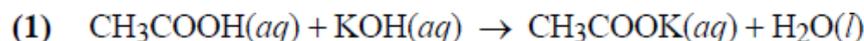
Le moli in eccesso di OH^- sono:

$$0.026826 \text{ mol} - 0.021776 \text{ mol} = 0.005050 \text{ mol OH}^-$$

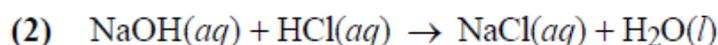
$$[\text{OH}^-] = \frac{0.005050 \text{ mol}}{0.05066 \text{ L}} = 0.09968 \text{ M}$$

La concentrazione di Mg^{2+} è circa zero dal momento che la maggior parte sarà precipitato come $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

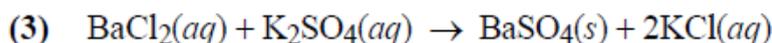
11.86 Costruiamo una tabella che mostri ogni reazione, il volume di soluzione aggiunto e le specie responsabili della conducibilità elettrica in soluzione. Ricorda che se una sostanza si dissocia completamente in soluzione in ioni +1 e -1, la sua conducibilità unitaria sarà il doppio della sua molarità. Analogamente, se una sostanza si dissocia completamente in soluzione in ioni +2 e -2, la sua conducibilità unitaria sarà quattro volte la sua molarità.



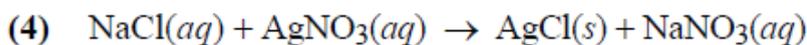
Volume (aggiunto)	Conducibilità unitaria	
0 L, KOH	$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1.0 \text{ M}$, (negligible ions, weak acid)	0 unit
1 L, KOH	$[\text{CH}_3\text{COOK}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.50 \text{ M}$, (CH_3COO^- , K^+)	1 unit
2 L, KOH	$[\text{CH}_3\text{COOK}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}$, $[\text{KOH}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}$, (K^+ , OH^-)	1.3 units



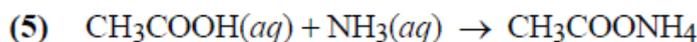
<u>Volume (aggiunto)</u>	<u>Conducibilità unitaria</u>	
0 L, NaOH	$[\text{HCl}] = 1.0 \text{ M}, (\text{H}^+, \text{Cl}^-)$	2 units
1 L, NaOH	$[\text{NaCl}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.50 \text{ M}, (\text{Na}^+, \text{Cl}^-)$	1 unit
2 L, NaOH	$[\text{NaCl}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}, [\text{NaOH}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}, (\text{Na}^+, \text{OH}^-)$	1.3 units



<u>Volume (aggiunto)</u>	<u>Conducibilità unitaria</u>	
0 L, BaCl ₂	$[\text{K}_2\text{SO}_4] = 1.0 \text{ M}, (2\text{K}^+, \text{SO}_4^{2-})$	4 units
1 L, BaCl ₂	$[\text{KCl}] = \frac{2.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 1.0 \text{ M}, (\text{K}^+, \text{Cl}^-)$	2 units
2 L, BaCl ₂	$[\text{KCl}] = \frac{2.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{2}{3} \text{ M}, [\text{BaCl}_2] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}, (\text{Ba}^{2+}, 2\text{Cl}^-)$	2.7 units



<u>Volume (aggiunto)</u>	<u>Conducibilità unitaria</u>	
0 L, NaCl	$[\text{AgNO}_3] = 1.0 \text{ M}, (\text{Ag}^+, \text{NO}_3^-)$	2 units
1 L, NaCl	$[\text{NaNO}_3] = \frac{1.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.50 \text{ M}, (\text{Na}^+, \text{NO}_3^-)$	1 unit
2 L, NaCl	$[\text{NaNO}_3] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}, [\text{NaCl}] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}, (\text{Na}^+, \text{Cl}^-)$	1.3 units



<u>Volume (aggiunto)</u>	<u>Conducibilità unitaria</u>	
0 L, CH ₃ COOH	$[\text{NH}_3] = 1.0 \text{ M}, (\text{negligible ions, weak base})$	0 unit
1 L, CH ₃ COOH	$[\text{CH}_3\text{COONH}_4] = \frac{1.0 \text{ mol}}{2.0 \text{ L}} = 0.50 \text{ M}, (\text{CH}_3\text{COO}^-, \text{NH}_4^+)$	1 unit
2 L, CH ₃ COOH	$[\text{CH}_3\text{COONH}_4] = \frac{1.0 \text{ mol}}{3.0 \text{ L}} = \frac{1}{3} \text{ M}$	0.67 unit

Confrontando questi risultati con il diagramma mostrato, troviamo:

Diagramma **(a)**: Reazioni **(2)** e **(4)**
Diagramma **(c)**: Reazione **(3)**

Diagramma **(b)**: Reazione **(5)**
Diagramma **(d)**: Reazione **(1)**