



Cofinanziato dal
programma Erasmus+
dell'Unione europea



Corso ponte di scienze

Unità CH3 – Reazioni chimiche

Il supporto della Commissione Europea per la produzione di questa pubblicazione non costituisce un avallo del contenuto che riflette solo il punto di vista degli autori, e la Commissione non può essere ritenuta responsabile per qualsiasi uso che potrebbe essere fatto delle informazioni ivi contenute.

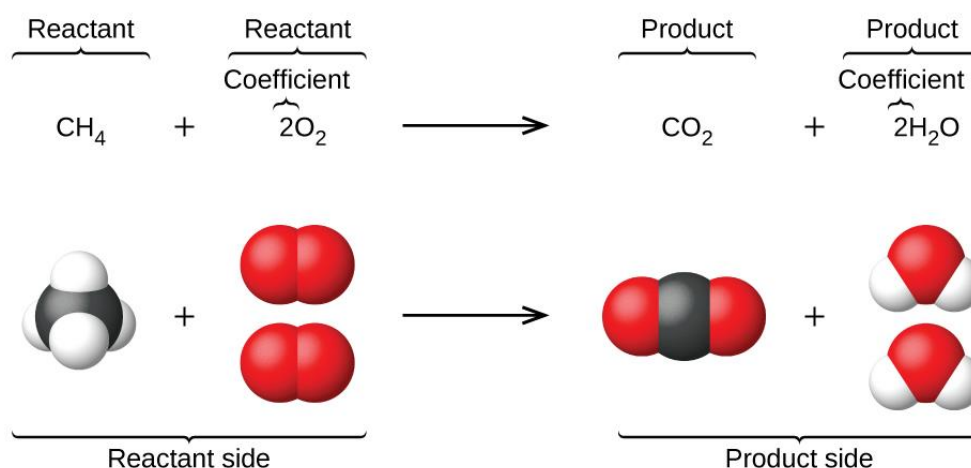


In questo capitolo scoprirai:

- Equazioni di bilanciamento
- Reazioni acido-base
- Bilanciamento delle reazioni redox tramite il metodo della semireazione

Reazioni chimiche

1. Le sostanze che subiscono la reazione sono chiamate **reagenti** e le loro formule sono poste sul lato sinistro dell'equazione.
2. Le sostanze generate dalla reazione sono chiamate **prodotti** e le loro formule sono poste a destra dell'equazione.
3. I segni più (+) separano i singoli reagenti e le formule del prodotto e una freccia (\rightarrow) separa i lati del reagente e del prodotto (sinistro e destro) dell'equazione.
4. I numeri relativi di specie reagenti e prodotti sono rappresentati da **coefficienti** (numeri posti immediatamente a sinistra di ciascuna formula). Un coefficiente di 1 viene in genere ommesso.



È pratica comune utilizzare i coefficienti di numeri interi più piccoli possibili in un'equazione chimica, come fatto in questo esempio. Questi coefficienti rappresentano i numeri *relativi* di reagenti e prodotti e, pertanto, possono essere correttamente interpretati come rapporti. Metano e ossigeno reagiscono per produrre anidride carbonica e acqua in un rapporto 1:2:1:2. Questo rapporto è soddisfatto se i numeri di queste molecole sono, rispettivamente, 1-2-1-2, o 2-4-2-4, o 3-6-3-6, e così via. Allo stesso modo, questi coefficienti possono essere interpretati rispetto a qualsiasi unità di importo (numero), quindi questa equazione può essere letta correttamente in molti modi, tra cui:

- *Una molecola* di metano e *due* molecole di ossigeno reagiscono per produrre *una molecola* di anidride carbonica e *due* molecole d'acqua.
- *Una dozzina* di molecole di metano e *due dozzine* di molecole di ossigeno reagiscono per produrre *una dozzina* di molecole di anidride carbonica e *due dozzine* di molecole d'acqua.
- *Una mole* di molecole di metano e *2 moli* di molecole di ossigeno reagiscono per produrre *1 mole* di molecole di anidride carbonica e *2 moli* di molecole d'acqua.

Equazioni di bilanciamento

L'equazione deve soddisfare per essere coerente con la legge di conservazione della materia. Può essere confermato semplicemente sommando i numeri di atomi su entrambi i lati della freccia e confrontando queste somme per assicurarsi che siano uguali. Il numero di atomi per un dato elemento viene calcolato moltiplicando il coefficiente di qualsiasi formula contenente quell'elemento per il

pedice dell'elemento nella formula. Se un elemento compare in più di una formula su un dato lato dell'equazione, il numero di atomi rappresentati in ciascuno deve essere calcolato e quindi sommato. Ad esempio, entrambe le specie di prodotto nella reazione di esempio, CO₂ e H₂O, contengono l'elemento ossigeno, quindi il numero di atomi di ossigeno sul lato prodotto dell'equazione è

$$(1\text{CO}_2 \text{ molecola} \times 2\text{O atomiCO}_2 \text{ molecola}) + (2\text{H}_2\text{O molecola} \times 1\text{O atomoH}_2\text{O molecola}) = 4\text{O atomi}$$

$$(1\text{CO}_2 \text{ molecola} \times 2\text{O atomiCO}_2 \text{ molecola}) + (2\text{H}_2\text{O molecola} \times 1\text{O atomoH}_2\text{O molecola}) = 4\text{O atomi}$$

Si conferma che l'equazione per la reazione tra metano e ossigeno per produrre anidride carbonica e acqua è bilanciata secondo questo approccio, come mostrato qui:



Elemento	Reagenti	Prodotti	Equilibrato?
C	1 × 1 = 1	1 × 1 = 1	1 = 1, sì
H	4 × 1 = 4	2 × 2 = 4	4 = 4, sì
O	2 × 2 = 4	(1 × 2) + (2 × 1) = 4	4 = 4, sì

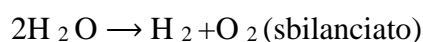
Un'equazione chimica bilanciata spesso può essere derivata da una descrizione qualitativa di alcune reazioni chimiche mediante un approccio abbastanza semplice noto come bilanciamento mediante ispezione. Si consideri come esempio la decomposizione dell'acqua per produrre idrogeno molecolare e ossigeno. Questo processo è rappresentato qualitativamente da un'equazione chimica *sbilanciata*:



Il confronto del numero di atomi di H e O su entrambi i lati di questa equazione conferma il suo squilibrio:

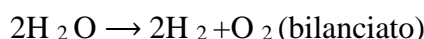
Elemento	Reagenti	Prodotti	Equilibrato?
H	1 × 2 = 2	1 × 2 = 2	2 = 2, sì
O	1 × 1 = 1	1 × 2 = 2	1 ≠ 2, n

I numeri di atomi di H sui lati reagente e prodotto dell'equazione sono uguali, ma i numeri di atomi di O non lo sono. Per raggiungere l'equilibrio, i *coefficienti* dell'equazione possono essere modificati secondo necessità. Tieni presente, ovviamente, che i *pedici delle formule* definiscono, in parte, l'identità della sostanza, e quindi questi non possono essere modificati senza alterare il significato qualitativo dell'equazione. Ad esempio, cambiando la formula del reagente da H₂O a H₂O₂ si otterrebbe un equilibrio nel numero di atomi, ma così facendo si cambia anche l'identità del reagente (ora è perossido di idrogeno e non acqua). L'equilibrio dell'atomo di O può essere ottenuto modificando il coefficiente di H₂O in 2.



Elemento	Reagenti	Prodotti	Equilibrato?
H	2 × 2 = 4	1 × 2 = 2	4 ≠ 2, n
O	2 × 1 = 2	1 × 2 = 2	2 = 2, sì

L'equilibrio dell'atomo di H è stato sconvolto da questo cambiamento, ma è facilmente ristabilito cambiando il coefficiente per il prodotto H₂ a 2.

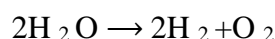


Elemento Reagenti Prodotti Equilibrato?

H $2 \times 2 = 4$ $2 \times 2 = 4$ $4 = 4$, sì

O $2 \times 1 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, sì

Questi coefficienti producono un numero uguale di atomi sia H che O sul lato reagente e prodotto, e l'equazione bilanciata è, quindi:



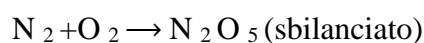
Esempio 1

Equazioni chimiche di bilanciamento

Scrivere un'equazione bilanciata per la reazione dell'azoto molecolare (N₂) e dell'ossigeno (O₂) per formare pentossido di diazoto.

Soluzione Per

prima cosa, scrivi l'equazione sbilanciata.



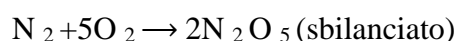
Quindi, conta il numero di ogni tipo di atomo presente nell'equazione sbilanciata.

Elemento Reagenti Prodotti Equilibrato?

N $1 \times 2 = 2$ $1 \times 2 = 2$ $2 = 2$, sì

O $1 \times 2 = 2$ $1 \times 5 = 5$ $2 \neq 5$, n

Sebbene l'azoto sia bilanciato, sono necessari cambiamenti nei coefficienti per bilanciare il numero di atomi di ossigeno. Per bilanciare il numero di atomi di ossigeno, un primo tentativo ragionevole sarebbe quello di cambiare i coefficienti per O₂ e N₂O₅ in numeri interi che produrranno 10 O atomi (il multiplo meno comune per gli indici dell'atomo O in queste due formule).

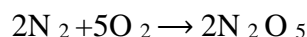


Elemento Reagenti Prodotti Equilibrato?

N $1 \times 2 = 2$ $2 \times 2 = 4$ $2 \neq 4$, n

O $5 \times 2 = 10$ $2 \times 5 = 10$ $10 = 10$, sì

L'equilibrio dell'atomo N è stato sconvolto da questo cambiamento; viene ripristinato modificando il coefficiente per il reagente N₂ a 2.



Elemento Reagenti Prodotti Equilibrato?

N $2 \times 2 = 4$ $2 \times 2 = 4$ $4 = 4$, sì
 o $5 \times 2 = 10$ $2 \times 5 = 10$ $10 = 10$, sì

I numeri di N e O atomi su entrambi i lati dell'equazione sono ora uguali, quindi l'equazione è bilanciata.



Task

Scrivi un'equazione bilanciata per la decomposizione del nitrato di ammonio per formare azoto molecolare, ossigeno molecolare e acqua. (Suggerimento: bilanciare l'ossigeno per ultimo, poiché è presente in più di una molecola sul lato destro dell'equazione.)

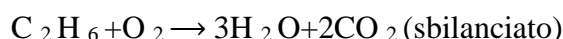
Risposta:



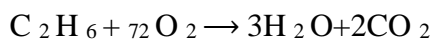
A volte è conveniente utilizzare frazioni invece di interi come coefficienti intermedi nel processo di bilanciamento di un'equazione chimica. Quando viene raggiunto l'equilibrio, tutti i coefficienti dell'equazione possono quindi essere moltiplicati per un numero intero per convertire i coefficienti frazionari in numeri interi senza sconvolgere l'equilibrio atomico. Ad esempio, si consideri la reazione dell'etano (C_2H_6) con l'ossigeno per produrre H_2O e CO_2 , rappresentata dall'equazione sbilanciata:



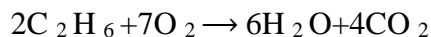
Seguendo il consueto approccio di ispezione, si potrebbe prima bilanciare gli atomi C e H modificando i coefficienti per le due specie di prodotto, come mostrato:



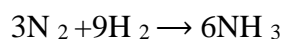
Ciò si traduce in sette atomi di O sul lato prodotto dell'equazione, un numero dispari: nessun coefficiente intero può essere utilizzato con il reagente O_2 per produrre un numero dispari, quindi viene utilizzato un coefficiente frazionario, $\frac{7}{2}$, invece per ottenere un equilibrio provvisorio equazione:



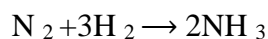
Un'equazione bilanciata convenzionale con coefficienti di soli interi si ottiene moltiplicando ciascun coefficiente per 2:



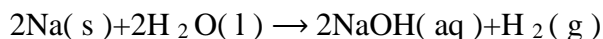
Infine per quanto riguarda le equazioni bilanciate, ricordiamo che la convenzione impone l'uso dei *più piccoli coefficienti di numeri interi*. Sebbene l'equazione per la reazione tra azoto molecolare e idrogeno molecolare per produrre ammoniaca sia, in effetti, bilanciata,



i coefficienti non sono i più piccoli numeri interi possibili che rappresentano i numeri relativi di reagente e molecole di prodotto. Dividendo ciascun coefficiente per il massimo fattore comune, 3, si ottiene l'equazione preferita:



Gli stati fisici dei reagenti e dei prodotti nelle equazioni chimiche molto spesso sono indicati con una sigla tra parentesi seguendo le formule. Le abbreviazioni comuni includono *s* per solidi, *l* per liquidi, *g* per gas e *aq* per sostanze disciolte in acqua (*soluzioni acquose*, come introdotto nel capitolo precedente). Queste notazioni sono illustrate nell'equazione di esempio qui:



Questa equazione rappresenta la reazione che ha luogo quando il sodio metallico viene posto nell'acqua. Il sodio solido reagisce con l'acqua liquida per produrre idrogeno molecolare gassoso e il composto ionico idrossido di sodio (un solido in forma pura, ma facilmente disciolto in acqua).

Le condizioni speciali necessarie per una reazione sono talvolta designate scrivendo una parola o un simbolo sopra o sotto la freccia dell'equazione. Ad esempio, una reazione effettuata mediante riscaldamento può essere indicata dalla lettera greca maiuscola delta (Δ) sopra la freccia.



Una **reazione di precipitazione** è quella in cui le sostanze disciolte reagiscono per formare uno (o più) prodotti solidi. Molte reazioni di questo tipo comportano lo scambio di ioni tra composti ionici in soluzione acquosa e sono talvolta denominate reazioni di *doppio spostamento*, *doppia sostituzione* o *metatesi*. Queste reazioni sono comuni in natura e sono responsabili della formazione delle barriere coralline nelle acque oceaniche e dei calcoli renali negli animali. Sono ampiamente utilizzati nell'industria per la produzione di una serie di prodotti chimici di base e speciali. Anche le reazioni di precipitazione svolgono un ruolo centrale in molte tecniche di analisi chimica, compresi i test spot utilizzati per identificare gli

ioni metallici e *metodi gravimetrici* per determinare la composizione della materia (si veda l'ultimo modulo di questo capitolo).

La misura in cui una sostanza può essere disciolta in acqua, o in qualsiasi solvente, è espressa quantitativamente come la sua **solubilità**, definita come la concentrazione massima di una sostanza che può essere raggiunta in determinate condizioni. Le sostanze con solubilità relativamente grandi sono dette **solubili**. Una sostanza **precipiterà** quando le condizioni di soluzione sono tali che la sua concentrazione supera la sua solubilità. Le sostanze con solubilità relativamente basse sono dette **insolubili** e queste sono le sostanze che precipitano facilmente dalla soluzione. Maggiori informazioni su questi importanti concetti sono fornite nel capitolo di testo sulle soluzioni. Ai fini della previsione delle identità dei solidi formati dalle reazioni di precipitazione, si può semplicemente fare riferimento a modelli di solubilità che sono stati osservati per molti composti ionici.

Tavola. Solubilità di comuni composti ionici in acqua

<p>Contengono composti solubili</p> <ul style="list-style-type: none"> • cationi metallici del gruppo 1 (Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ e Cs^+) e ione ammonio (NH_4^+) • gli ioni alogenuro (Cl^-, Br^- e I^-) • gli ioni acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$), bicarbonato ($\text{HCO}_3^-$), nitrato ($\text{NO}_3^-$) e clorato ($\text{ClO}_3^-$) • ione solfato (SO_4^{2-}). 	<p>Le eccezioni a queste regole di solubilità includono</p> <ul style="list-style-type: none"> • alogenuri di Ag^+, Hg_2^{2+} e Pb^{2+} • solfati di Ag^+, Ba^{2+}, Ca^{2+}, Hg_2^{2+}, Hg_2^{2+}, Pb^{2+} e Sr^{2+}
<p>Contengono composti insolubili</p> <ul style="list-style-type: none"> • carbonato (CO_3^{2-}), cromato (CrO_4^{2-}), fosfato (PO_4^{3-}) e solfuro (S^{2-}) • ione idrossido (OH^-) 	<p>Le eccezioni a queste regole di insolubilità includono</p> <ul style="list-style-type: none"> • composti di questi anioni con cationi metallici del gruppo 1 e ione ammonio • idrossidi di cationi metallici del gruppo 1 e Ba^{2+}



Task: Prevedere le reazioni di precipitazione

Prevedere il risultato della miscelazione di soluzioni ragionevolmente concentrate dei seguenti composti ionici. Se è prevista una precipitazione, scrivere un'equazione ionica netta bilanciata per la reazione.

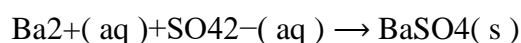
a) solfato di potassio e nitrato di bario

(b) cloruro di litio e acetato d'argento

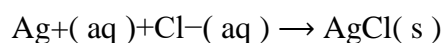
c) nitrato di piombo e carbonato di ammonio

Soluzione

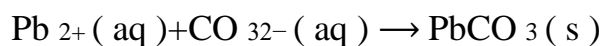
(a) I due possibili prodotti per questa combinazione sono KNO_3 e BaSO_4 . Le linee guida sulla solubilità indicano che BaSO_4 è insolubile e quindi è prevista una reazione di precipitazione. L'equazione ionica netta per questa reazione, derivata nel modo dettagliato nel modulo precedente, è



(b) I due possibili prodotti per questa combinazione sono $\text{LiC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ e AgCl . Le linee guida sulla solubilità indicano che AgCl è insolubile e quindi è prevista una reazione di precipitazione. L'equazione ionica netta per questa reazione, derivata nel modo dettagliato nel modulo precedente, è



(c) I due possibili prodotti per questa combinazione sono PbCO_3 e NH_4NO_3 . Le linee guida sulla solubilità indicano che PbCO_3 è insolubile e quindi è prevista una reazione di precipitazione. L'equazione ionica netta per questa reazione, derivata nel modo dettagliato nel modulo precedente, è



Task

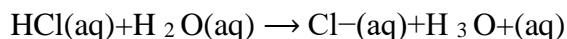
Quale soluzione potrebbe essere utilizzata per precipitare lo ione bario, Ba^{2+} , in un campione di acqua: cloruro di sodio, idrossido di sodio o solfato di sodio? Qual è la formula per il precipitato atteso? (sodio solfato, BaSO_4)

Reazioni ACIDO-BASE

Una **reazione acido-base** è quella in cui uno ione idrogeno, H^+ , viene trasferito da una specie chimica all'altra. Tali reazioni sono di fondamentale importanza per numerosi processi naturali e tecnologici, che vanno dalle trasformazioni chimiche che avvengono all'interno delle cellule, dei laghi e degli oceani, alla produzione su scala industriale di fertilizzanti, prodotti farmaceutici e altre sostanze essenziali per la società. L'argomento della chimica acido-base, quindi, merita una discussione approfondita, e un intero capitolo è dedicato a questo argomento più avanti nel testo.

Ai fini di questa breve introduzione, considereremo solo i tipi più comuni di reazioni acido-base che avvengono in soluzioni acquose. In questo contesto, un **acido** è una sostanza che si

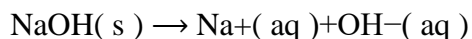
dissolverà in acqua per produrre ioni idronio, H_3O^+ . A titolo di esempio, considera l'equazione mostrata qui:



Il processo rappresentato da questa equazione conferma che l'acido cloridrico è un acido. Quando disciolti in acqua, gli ioni H_3O^+ sono prodotti da una reazione chimica in cui gli ioni H^+ vengono trasferiti dalle molecole di HCl alle molecole di H_2O .

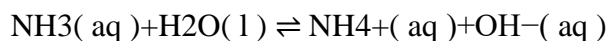
Una **base** è una sostanza che si dissolverà in acqua per produrre ioni idrossido, OH^- . Le basi più comuni sono composti ionici composti da cationi di metalli alcalini o alcalino terrosi (gruppi 1 e 2) combinati con lo ione idrossido, ad esempio NaOH e $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Quando questi composti si dissolvono in acqua, gli ioni idrossido vengono rilasciati direttamente nella soluzione. Ad esempio, KOH e $\text{Ba}(\text{OH})_2$ si dissolvono in acqua e si dissociano completamente per produrre cationi (K^+ e Ba^{2+} , rispettivamente) e ioni idrossido, OH^- . Queste basi, insieme ad altri idrossidi che si dissociano completamente in acqua, sono considerate **basi forti**.

Si consideri come esempio la dissoluzione della liscivia (idrossido di sodio) in acqua:



Questa equazione conferma che l'idrossido di sodio è una base. Quando disciolto in acqua, NaOH si dissocia per produrre ioni Na^+ e OH^- . Questo vale anche per qualsiasi altro composto ionico contenente ioni idrossido. Poiché il processo di dissociazione è essenzialmente completo quando i composti ionici si dissolvono in acqua in condizioni tipiche, NaOH e altri idrossidi ionici sono tutti classificati come basi forti.

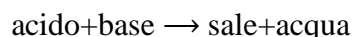
A differenza degli idrossidi ionici, alcuni composti producono ioni idrossido quando disciolti reagendo chimicamente con le molecole d'acqua. In tutti i casi, questi composti reagiscono solo parzialmente e quindi sono classificati come **basi deboli**. Questi tipi di composti sono anche abbondanti in natura e materie prime importanti in varie tecnologie. Ad esempio, la produzione globale dell'ammoniaca a base debole è in genere ben oltre 100 tonnellate all'anno, essendo ampiamente utilizzata come fertilizzante agricolo, materia prima per la sintesi chimica di altri composti e ingrediente attivo nei detersivi per la casa. Quando disciolta in acqua, l'ammoniaca reagisce parzialmente per produrre ioni idrossido, come mostrato qui:



Si tratta, per definizione, di una reazione acido-base, che in questo caso comporta il trasferimento di ioni H^+ dalle molecole d'acqua alle molecole di ammoniaca. In condizioni tipiche, solo l'1% circa dell'ammoniaca disciolta è presente come ioni NH_4^+ .

Le reazioni chimiche descritte in cui acidi e basi disciolte in acqua producono rispettivamente ioni idronio e idrossido sono, per definizione, reazioni acido-base. In queste reazioni, l'acqua funge sia da solvente *che* da reagente. Una **reazione di neutralizzazione** è un tipo specifico

di reazione acido-base in cui i reagenti sono un acido e una base, i prodotti sono spesso un **sale** e acqua e nessuno dei due reagenti è l'acqua stessa:



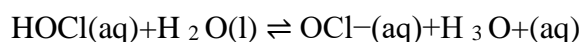
Task: scrivere equazioni per reazioni acido-base

Scrivi equazioni chimiche bilanciate per le reazioni acido-base descritte qui:

- (a) l'ipoclorito di idrogeno acido debole reagisce con l'acqua
- (b) una soluzione di idrossido di bario viene neutralizzata con una soluzione di acido nitrico

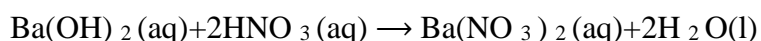
Soluzione

(a) Vengono forniti i due reagenti, HOCl e H₂O. Poiché si dice che la sostanza sia un acido, la sua reazione con l'acqua comporterà il trasferimento di H⁺ da HOCl a H₂O per generare ioni idronio, H₃O⁺ e ioni ipoclorito, OCl⁻.



Una doppia freccia è appropriata in questa equazione perché indica che l'HOCl è un acido debole che non ha reagito completamente.

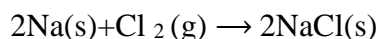
(b) Sono forniti i due reagenti, Ba(OH)₂ e HNO₃. Trattandosi di una reazione di neutralizzazione, i due prodotti saranno acqua e un sale composto dal catione dell'idrossido ionico (Ba²⁺) e dall'anione generato quando l'acido trasferisce il suo ione idrogeno (NO₃⁻).



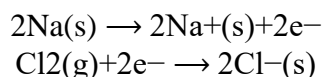
Reazioni di ossidoriduzione

L'atmosfera terrestre contiene circa il 20% di ossigeno molecolare, O₂, un gas chimicamente reattivo che svolge un ruolo essenziale nel metabolismo degli organismi aerobici e in molti processi ambientali che modellano il mondo. Il termine **ossidazione** è stato originariamente utilizzato per descrivere le reazioni chimiche che coinvolgono O₂, ma il suo significato si è evoluto per riferirsi a un'ampia e importante classe di reazione nota come reazioni *di riduzione dell'ossidazione (redox)*.

Alcune reazioni redox comportano il trasferimento di elettroni tra specie reagenti per produrre prodotti ionici, come la reazione tra sodio e cloro per produrre cloruro di sodio:



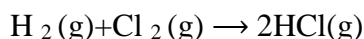
Visualizza il processo per quanto riguarda ogni singolo reagente, rappresenta il destino di ogni reagente sotto forma di un'equazione chiamata **semireazione**:



Queste equazioni mostrano che gli atomi di Na *perdono elettroni mentre gli atomi di Cl (nella molecola Cl₂) guadagnano elettroni*, i pedici " s " per gli ioni risultanti significano che sono presenti sotto forma di un composto ionico solido.

Il sodio si *ossida* e il cloro subisce una **riduzione**. Il sodio funziona come un **agente riducente (riducente)**, poiché fornisce elettroni al (o riduce) il cloro. Allo stesso modo, il cloro funziona come un **agente ossidante (ossidante)**, poiché rimuove efficacemente gli elettroni dal (ossida) il sodio.

Alcuni processi redox, tuttavia, non comportano il trasferimento di elettroni. Si consideri, ad esempio, una reazione simile a quella che produce NaCl:



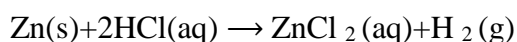
Il prodotto di questa reazione è un composto covalente, quindi il trasferimento di elettroni in senso esplicito non è coinvolto. Per chiarire la somiglianza di questa reazione con la precedente e consentire una definizione univoca delle reazioni redox, è stata definita una proprietà chiamata *numero di ossidazione*. Il **numero di ossidazione** (o stato di **ossidazione**) di un elemento in un composto è la carica che i suoi atomi avrebbero *se il composto fosse ionico*. Le seguenti linee guida vengono utilizzate per assegnare i numeri di ossidazione a ciascun elemento in una molecola o ione.

1. Il numero di ossidazione di un atomo in una sostanza elementare è zero.
2. Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è uguale alla carica dello ione.
3. I numeri di ossidazione per i comuni non metalli sono generalmente assegnati come segue:
 - Idrogeno: +1 se combinato con non metalli, -1 se combinato con metalli
 - Ossigeno: -2 nella maggior parte dei composti, a volte -1 (i cosiddetti perossidi, O₂²⁻), molto raramente -1/2 (i cosiddetti superossidi, O₂⁻), valori positivi se combinati con F (i valori variano)
 - Alogeni: -1 per F sempre, -1 per altri alogeni tranne quando combinati con ossigeno o altri alogeni (numeri di ossidazione positivi in questi casi, valori variabili)
4. La somma dei numeri di ossidazione per tutti gli atomi in una molecola o ione poliatomico è uguale alla carica sulla molecola o ione.

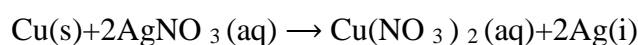
Utilizzando il concetto del numero di ossidazione, è stata stabilita una definizione onnicomprensiva di reazione redox. **Le reazioni di ossidazione-riduzione (redox)** sono quelle in cui uno o più elementi coinvolti subiscono una variazione del numero di ossidazione.

Sono riconosciute diverse sottoclassi di reazioni redox, comprese **le reazioni di combustione** in cui il riducente (chiamato anche *combustibile*) e l'ossidante (spesso, ma non necessariamente, ossigeno molecolare) reagiscono vigorosamente e producono quantità significative di calore, e spesso luce, sotto forma di una fiamma.

Le reazioni a spostamento singolo (sostituzione) sono reazioni redox in cui uno ione in soluzione viene spostato (o sostituito) tramite l'ossidazione di un elemento metallico. Un esempio comune di questo tipo di reazione è l'ossidazione acida di alcuni metalli:



Gli elementi metallici possono anche essere ossidati da soluzioni di altri sali metallici; per esempio:



Questa reazione può essere osservata ponendo filo di rame in una soluzione contenente un sale d'argento disciolto. Gli ioni d'argento in soluzione vengono ridotti ad argento elementare sulla superficie del filo di rame e gli ioni Cu^{2+} risultanti si dissolvono nella soluzione per produrre un caratteristico colore blu.



Task

Identificare quali equazioni rappresentano reazioni redox, fornendo un nome per la reazione, se appropriato. Per quelle reazioni identificate come redox, nominare l'ossidante e il riducente.

- (a) $\text{ZnCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- (b) $2\text{Ga}(\text{l}) + 3\text{Br}_2(\text{l}) \rightarrow 2\text{GaBr}_3(\text{s})$
- (c) $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$
- (d) $\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2\text{KCl}(\text{aq})$
- (e) $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + 3\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Soluzione

Le reazioni redox sono identificate per definizione se uno o più elementi subiscono una variazione del numero di ossidazione.

(a) Questa non è una reazione redox, poiché i numeri di ossidazione rimangono invariati per tutti gli elementi.

(b) Questa è una reazione redox. Il gallio è ossidato, il suo numero di ossidazione aumenta da 0 in $\text{Ga}(l)$ a +3 in $\text{GaBr}_3(s)$. L'agente riducente è $\text{Ga}(l)$. Il bromo è ridotto, il suo numero di ossidazione diminuisce da 0 in $\text{Br}_2(l)$ a -1 in $\text{GaBr}_3(s)$. L'agente ossidante è $\text{Br}_2(l)$.

(c) Questa è una reazione redox. Si tratta di un processo particolarmente interessante, in quanto coinvolge lo stesso elemento, l'ossigeno, che subisce sia l'ossidazione che la riduzione (una cosiddetta *reazione di sproporzione*). L'ossigeno è ossidato, il suo numero di ossidazione aumenta da -1 in $\text{H}_2\text{O}_2(aq)$ a 0 in $\text{O}_2(g)$. Anche l'ossigeno viene ridotto, il suo numero di ossidazione diminuisce da -1 in $\text{H}_2\text{O}_2(aq)$ a -2 in $\text{H}_2\text{O}(l)$. Per le reazioni di sproporzione, la stessa sostanza funge da ossidante e riducente.

(d) Questa non è una reazione redox, poiché i numeri di ossidazione rimangono invariati per tutti gli elementi.

(e) Questa è una reazione redox (combustione). Il carbonio si ossida, il suo numero di ossidazione aumenta da -2 in $\text{C}_2\text{H}_4(g)$ a +4 in $\text{CO}_2(g)$. L'agente riducente (carburante) è $\text{C}_2\text{H}_4(g)$. L'ossigeno è ridotto, il suo numero di ossidazione diminuisce da 0 in $\text{O}_2(g)$ a -2 in $\text{H}_2\text{O}(l)$. L'agente ossidante è $\text{O}_2(g)$.

Bilanciamento delle reazioni redox tramite il metodo della semireazione

Le reazioni redox che si verificano in mezzi acquosi spesso coinvolgono acqua, ioni idronio e ioni idrossido come reagenti o prodotti. Sebbene queste specie non siano ossidate o ridotte, partecipano al cambiamento chimico in altri modi (ad esempio fornendo gli elementi necessari per formare ossianioni). Le equazioni che rappresentano queste reazioni sono talvolta molto difficili da bilanciare mediante ispezione, quindi sono stati sviluppati approcci sistematici per assistere nel processo. Un approccio molto utile consiste nell'utilizzare il metodo delle semireazioni, che prevede i seguenti passaggi:

1. Scrivi le due semireazioni che rappresentano il processo redox.
2. Equilibra tutti gli elementi tranne ossigeno e idrogeno.
3. Bilanciare gli atomi di ossigeno aggiungendo molecole di H_2O .
4. Bilanciare gli atomi di idrogeno aggiungendo ioni H^+ .
5. Bilanciare la carica aggiungendo elettroni.
6. Se necessario, moltiplica i coefficienti di ciascuna semireazione per i numeri interi più piccoli possibili per ottenere un numero uguale di elettroni in ciascuna.

7. Somma le semireazioni bilanciate e semplifica rimuovendo le specie che appaiono su entrambi i lati dell'equazione.

8. Per le reazioni che si verificano nei mezzi di base (eccesso di ioni idrossido), eseguire questi passaggi aggiuntivi:

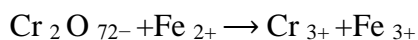
- Aggiungi OH^- ioni a entrambi i lati dell'equazione in numeri uguali al numero di ioni H^+ .
- Sul lato dell'equazione contenente entrambi gli ioni H^+ e OH^- , combina questi ioni per produrre molecole d'acqua.
- Semplificare l'equazione rimuovendo le molecole d'acqua ridondanti.

9. Infine, controlla che sia il numero di atomi che le cariche totali [\[2\]](#) siano bilanciate.

Esempio

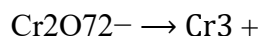
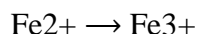
Bilanciamento delle reazioni redox in soluzione acida

Scrivere un'equazione bilanciata per la reazione tra ione dicromato e ferro (II) per produrre ferro (III) e cromo (III) in soluzione acida.

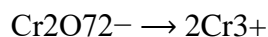
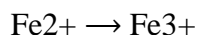


Soluzione

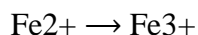
1. *Scrivi le due semireazioni.* Ogni semireazione conterrà un reagente e un prodotto con un elemento in comune.

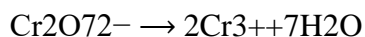


2. *Equilibra tutti gli elementi tranne ossigeno e idrogeno.* La semireazione del ferro è già bilanciata, ma la semireazione del cromo mostra due atomi di Cr a sinistra e un atomo di Cr a destra. Modificando il coefficiente sul lato destro dell'equazione a 2 si ottiene l'equilibrio per quanto riguarda gli atomi di Cr.

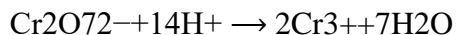
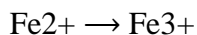


3. *Bilanciare gli atomi di ossigeno aggiungendo molecole di H_2O .* La semireazione del ferro non contiene atomi di O. La semireazione del cromo mostra sette atomi di O a sinistra e nessuno a destra, quindi vengono aggiunte sette molecole d'acqua sul lato destro.



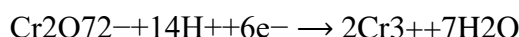
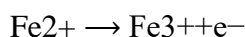


4. *Bilancia gli atomi di idrogeno aggiungendo ioni H^+ .* La semireazione del ferro non contiene atomi di H. La semireazione del cromo mostra 14 atomi di H a destra e nessuno a sinistra, quindi vengono aggiunti 14 ioni idrogeno sul lato sinistro.

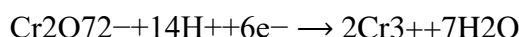
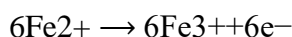


5. *Bilancia la carica aggiungendo elettroni.* La semireazione del ferro mostra una carica totale di $2+$ sul lato sinistro (1 Fe^{2+} ione) e $3+$ sul lato destro (1 Fe^{3+} ione). L'aggiunta di un elettrone al lato destro porta la carica totale di quel lato a $(3+) + (1-) = 2+$ e si ottiene l'equilibrio di carica.

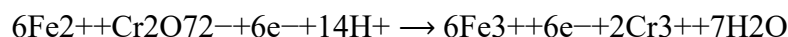
La semireazione del cromo mostra una carica totale di $(1 \times 2-) + (14 \times 1+) = 12+$ sul lato sinistro (1 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (1 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ione e 14 H^+ ioni)). La carica totale sul lato destro è $(2 \times 3+) = 6+$ (2 ioni Cr^{3+}). L'aggiunta di sei elettroni sul lato sinistro porterà la carica totale di quel lato a $(12+ + 6-) = 6+$ e si ottiene il bilanciamento della carica.



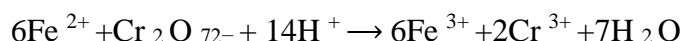
6. *Moltiplica le due semireazioni in modo che il numero di elettroni in una reazione sia uguale al numero di elettroni nell'altra reazione.* Per essere coerenti con la conservazione della massa e l'idea che le reazioni redox implicino il trasferimento (non la creazione o la distruzione) di elettroni, il coefficiente della semireazione del ferro deve essere moltiplicato per 6.



7. *Aggiungi le semireazioni bilanciate e cancella le specie che appaiono su entrambi i lati dell'equazione.*



Solo i sei elettroni sono specie ridondanti. Rimuovendoli da ciascun lato dell'equazione si ottiene l'equazione semplificata e bilanciata qui:



Un controllo finale dell'atomo e dell'equilibrio di carica conferma che l'equazione è bilanciata.

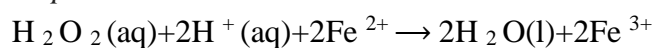


	Reagenti	Prodotti
Fe	6	6
Cr	2	2
o	7	7
H	14	14
carica	24+	24+

Task

In una soluzione acida, il perossido di idrogeno reagisce con Fe^{2+} per produrre Fe^{3+} e H_2O .
Scrivi un'equazione bilanciata per questa reazione.

Risposta:



Applicazioni:

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/balancing-chemical-equations#for-teachers-header>

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/reactants-products-and-leftovers>

[bilanciamento-equazioni-chimiche-html-guide.pdf](#)

[reagenti-prodotti-e-avanzi-html-guide.pdf](#)

Riferimenti:

Nelson: Chimica.

<https://phet.colorado.edu/en/simulations>

