

10 Stechiometria

La stechiometria (dal gr. στοιχειον = elemento, sostanza fondamentale) è lo studio delle relazioni numeriche e dei rapporti ponderali che intercorrono tra le sostanze chimiche durante le reazioni.

10.1 Bilanciamento delle reazioni chimiche

Le equazioni chimiche sono la rappresentazione simbolica delle reazioni chimiche, cioè dei processi in cui una o più sostanze, dette **reagenti**, si trasformano in altre, dette **prodotti di reazione**.

Un'equazione in cui compaiano a sinistra del segno di reazione (\Rightarrow) le formule dei reagenti e a destra le formule dei prodotti di reazione, ha solamente significato qualitativo.

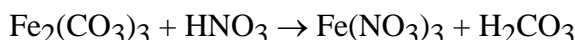
Affinché la reazione acquisti anche un significato quantitativo, in modo da permettere il calcolo delle quantità delle sostanze che partecipano alla reazione, è necessario che la reazione venga bilanciata.

Bilanciare una reazione significa porre dinanzi alla formula di ciascuna sostanza un numero, detto **coefficiente stechiometrico**, in modo che ogni elemento compaia a destra e a sinistra del segno di reazione con lo stesso numero di atomi (**bilancio di massa**) e venga così soddisfatto il principio di conservazione della massa.

Per bilanciare una reazione non vi sono regole precise, ma in genere è opportuno seguire i seguenti criteri:

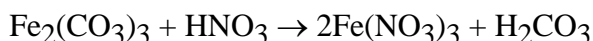
- 1) Si bilancia inizialmente un elemento che non sia l'idrogeno o l'ossigeno.
- 2) se bilanciando tale elemento si modifica qualche altro elemento, si procede subito al suo bilanciamento
- 3) bilanciati tutti gli elementi, si procede a bilanciare l'idrogeno ed infine l'ossigeno

Bilanciamo ad esempio la seguente reazione

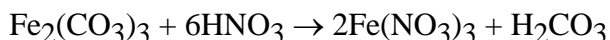


Iniziamo bilanciando il ferro:

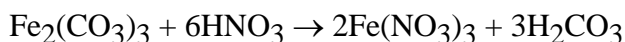
poiché vi è un atomo di ferro tra i prodotti di reazione e 2 tra i reagenti, moltiplichiamo per 2 il nitrato ferrico ponendogli davanti un coefficiente "2".



in tal modo abbiamo modificato anche il numero di atomi di azoto tra i prodotti di reazione che ora sono 6. Poiché tra i reagenti vi è un solo atomo di azoto, poniamo un coefficiente "6" davanti all'acido nitrico



Ora sia il ferro che l'azoto sono bilanciati. Bilanciamo il carbonio. Vi sono 3 atomi di carbonio tra i reagenti e 1 tra i prodotti di reazione. Poniamo quindi un coefficiente "3" davanti all'acido carbonico



Verifichiamo l'idrogeno. 6 atomi tra i reagenti, 6 atomi tra i prodotti di reazione. L'idrogeno è bilanciato.

Verifichiamo l'ossigeno. 27 atomi tra i reagenti, 27 tra i prodotti di reazione. L'equazione è bilanciata!

Una volta che l'equazione è bilanciata siamo in grado di effettuare considerazioni di tipo quantitativo sulla reazione.

Nel caso della reazione appena bilanciata possiamo ad esempio affermare che una molecola di carbonato ferrico $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ necessita di 6 molecole di acido nitrico HNO_3 per reagire e che da tale reazione si producono 2 molecole di nitrato ferrico $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ e 3 di acido carbonico H_2CO_3 .

Inoltre, a seguito della proporzionalità esistente tra numero di molecole e numero di moli, i coefficienti stechiometrici rappresentano contemporaneamente anche il numero di moli di ciascuna sostanza, coinvolte nella reazione chimica.

Ciò è fondamentale poiché ci permette di trasformare i rapporti numerici in proporzioni ponderali, consentendoci di calcolare le quantità in peso che partecipano alle reazioni chimiche.

Ad esempio, dopo aver calcolato il peso molare delle diverse specie chimiche,

$$P_{M_{\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3}} = 292 \text{ g / mol}$$

$$P_{M_{\text{HNO}_3}} = 63 \text{ g / mol}$$

$$P_{M_{\text{Fe}(\text{NO}_3)_3}} = 242 \text{ g / mol}$$

$$P_{M_{\text{H}_2\text{CO}_3}} = 62 \text{ g / mol}$$

possiamo calcolare quanti grammi di ciascun composto partecipano alla reazione chimica, moltiplicando il peso molare di ciascuno per il numero di moli con cui ciascuna sostanza compare nella reazione.

Possiamo in definitiva affermare che 292 g di carbonato ferrico (1 mole x 292 g/mol) reagiscono con 378 g di acido nitrico (6 moli x 63 g/mol) per dare 484 g di nitrato ferrico (2 moli x 242 g/mol) e 186 g di acido carbonico (3 moli x 62 g/mol).

10.2 Reazioni di ossidoriduzione

Ossidazione - Un elemento chimico si ossida quando, durante una reazione, il suo numero di ossidazione aumenta. Una reazione di ossidazione comporta quindi un trasferimento di elettroni. Un atomo che si ossida perde tanti elettroni quanti sono indicati dalla variazione del suo numero di ossidazione (Δnox).

Riduzione - Un elemento chimico si riduce quando, durante una reazione, il suo numero di ossidazione diminuisce. Una reazione di riduzione comporta quindi un trasferimento di elettroni. Un atomo che si riduce acquista tanti elettroni quanti sono indicati dalla variazione del suo numero di ossidazione (Δnox).

E' allora evidente che quando, durante una reazione chimica, un elemento si ossida, perdendo elettroni, dovrà esistere un altro elemento che, acquistandoli, si riduce. Le reazioni di ossidazione e di riduzione devono perciò necessariamente avvenire contemporaneamente. Si parla pertanto di reazioni di ossidoriduzione o di **reazioni redox**.

Bilanciare una reazione redox è più complicato che bilanciare una reazione in cui non vi è trasferimento di elettroni.

In generale per bilanciare una reazione redox è necessario porre davanti agli elementi che si ossidano e che si riducono dei coefficienti tali da garantire l'eguaglianza tra il numero di elettroni persi da un elemento ed il numero di elettroni acquistati dall'altro (**bilancio degli elettroni**).

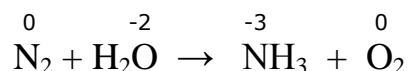
Le reazioni redox possono essere proposte in due modi: in forma molecolare o in forma ionica netta.

10.3 Strategia di bilanciamento delle reazioni redox in forma molecolare

Prima di procedere al bilanciamento è ovviamente necessario verificare che la reazione sia effettivamente una "redox". E' cioè necessario verificare che almeno due elementi abbiano subito durante la reazione dei cambiamenti nei numeri di ossidazione.

Ciò risulta particolarmente evidente quando un elemento si trova da un lato della linea di reazione allo stato elementare (nox = 0) e dall'altro si trova legato all'interno di un composto (nox ≠ 0).

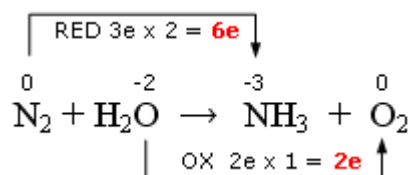
In tutti gli altri casi è necessario calcolare i numeri di ossidazione, scrivendo i numeri di ossidazione variati sopra i rispettivi elementi.



1) **Calcolo elettroni ceduti/acquistati.** Si uniscono con una freccia gli atomi dell'elemento che si ossida e con un'altra gli atomi dell'elemento che si riduce, individuando in tal modo le semireazioni di ossidazione e di riduzione. In corrispondenza di ciascuna freccia si scrive il numero di elettroni persi ed acquistati, calcolato come prodotto tra la variazione (in aumento o in diminuzione) del numero di ossidazione (Δnox), ed il numero di atomi (indice) dell'elemento che reagisce.

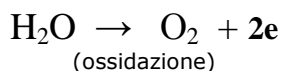
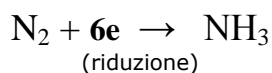
Nell'esempio che segue:

- L'Azoto diminuisce il suo nox (riduzione) passando da 0 a -3 con una variazione di 3 elettroni ($\Delta\text{nox} = 3$) che, moltiplicati per i 2 atomi di azoto presenti in N_2 , cioè per l'indice dell'elemento che si riduce, danno 6 elettroni acquistati
- L'ossigeno aumenta il suo nox (ossidazione) passando da -2 a 0, con una variazione di 2 elettroni che, moltiplicati per l'unico atomo di Ossigeno presente in H_2O , cioè per l'indice dell'elemento che si ossida, danno 2 elettroni ceduti



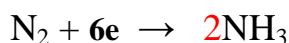
In altre parole i due atomi di azoto che si riducono, acquistando ciascuno 3 elettroni, catturano complessivamente 6 elettroni, mentre l'atomo di ossigeno presente nell'acqua, che si ossida, perde in tutto due elettroni.

2) **Scrittura semireazioni e bilancio di massa** - Si scrivono le due semireazioni di riduzione e di ossidazione. Si bilanciano gli elementi che si ossidano e che si riducono (bilancio di massa). Nel caso in cui il bilancio di massa implichi una variazione del coefficiente che precede un reagente è necessario moltiplicare per lo stesso numero anche gli elettroni trasferiti nella semireazione, aggiornando il numero di elettroni persi o acquistati.

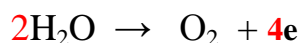


In questo caso:

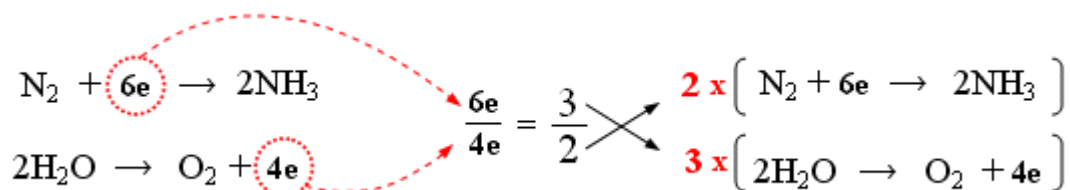
- aggiungiamo un 2 davanti all'ammoniaca per bilanciare l'Azoto



- aggiungiamo un 2 davanti all'acqua per bilanciare l'Ossigeno e aggiorniamo a 4 gli elettroni persi durante la semireazione di ossidazione (ogni molecola d'acqua cede infatti 2 elettroni, 2 molecole d'acqua ne cedono 4)

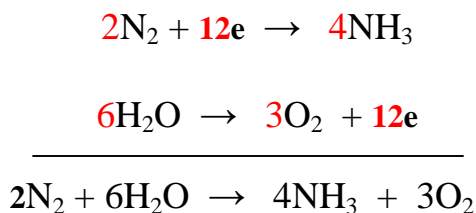


3) **Calcolo del rapporto di scambio elettronico e bilancio elettronico** - Si calcola il *rapporto di scambio elettronico* tra la specie che si riduce e quella che si ossida (rapporto tra elettroni acquistati ed elettroni ceduti). In questo caso il rapporto sarà $6/4 = 3/2$. In altre parole per ogni 3 elettroni assorbiti dalla semireazione di riduzione, 2 elettroni vengono ceduti dalla semireazione di ossidazione. Si utilizzano numeratore e denominatore del rapporto di scambio per moltiplicare, in croce, entrambi i membri delle due semireazioni. In altre parole si usa il numero trovato in una semireazione per moltiplicare l'altra (e viceversa) in modo che siano bilanciati (minimo comune multiplo) gli elettroni trasferiti (bilancio elettronico).



Infatti 2 molecole biatomiche di azoto acquistano complessivamente 12 elettroni, mentre i 6 atomi di ossigeno presenti nelle 6 molecole di acqua perdono complessivamente 12 elettroni.

Sommando membro a membro le due semireazioni si ottiene infine la reazione bilanciata

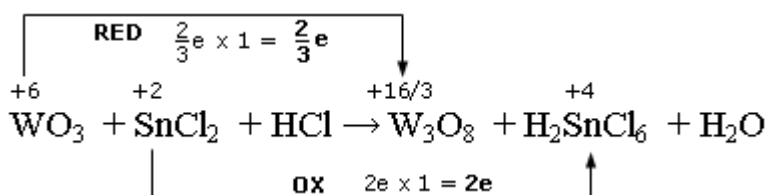


10.3.1 Bilanciamento con numeri di ossidazione frazionari

I numeri di ossidazione frazionari sono numeri di ossidazione medi.

Nel caso dell'ottossido di triwolframio (W_3O_8), ad esempio, due atomi di Wolframio presentano nox +6, mentre il terzo presenta nox +4. Ciascun atomo di Wolframio ha dunque un numero di ossidazione medio pari +16/3.

1) Calcolo elettroni ceduti/acquistati.

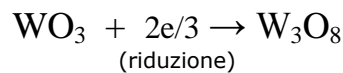


La variazione nel numero di ossidazione del Wolframio è $\Delta_{\text{nox}} = 6 - 16/3 = 2/3$.

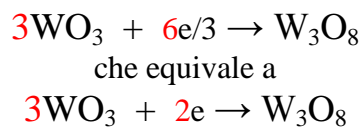
Ovviamente in questo caso la variazione nel numero di ossidazione non ha significato fisico (un atomo di Wolframio non può acquistare $2/3$ di un elettrone), ma può essere comunque utilizzata per il bilanciamento.

2) Scrittura semireazioni e bilancio di massa

Scriviamo e bilanciamo le semireazioni

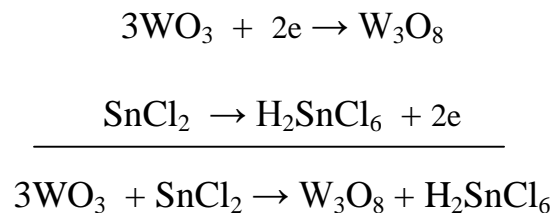


Lo Stagno è già bilanciato. Bilanciamo il Wolframio ed aggiorniamo il numero di elettroni acquistati da 3 atomi di Wolframio

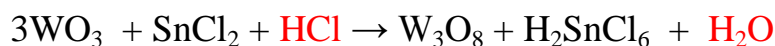


Il rapporto di scambio elettronico è $2/2 = 1$. Le due semireazioni sono già bilanciate per quel che riguarda il numero di elettroni scambiati (la semireazione di ossidazione cede 2 elettroni, tanti quanti ne acquista la semireazione di riduzione).

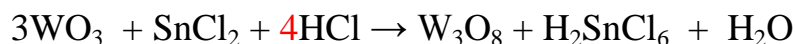
Sommiamo membro a membro le due semireazioni



Aggiungiamo le altre specie chimiche che partecipavano alla reazione, ma che non avevano variato il loro numero di ossidazione.



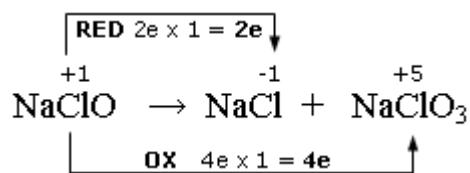
e completiamo il bilanciamento



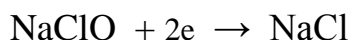
10.3.2 Reazioni redox di dismutazione o disproporzionamento

Si definiscono dismutazioni (o reazioni di ossidoriduzione interna) quei particolari processi redox in cui il trasferimento di elettroni avviene tra molecole di un medesimo composto. Un medesimo elemento è soggetto sia ad una riduzione che ad un'ossidazione.

Nell'esempio che segue, alcune molecole di ipoclorito si riducono a cloruro, altre si ossidano a clorato



Scriviamo e bilanciamo le semireazioni

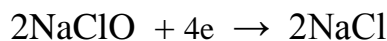


Il cloro è già bilanciato in entrambe le semireazioni.

Il rapporto di scambio elettronico è $2/4 = 1/2$, pertanto moltiplichiamo rispettivamente per 2 e per 1 le due semireazioni per bilanciare gli elettroni scambiati



sommiamo membro a membro



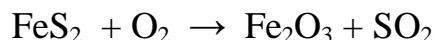
Ogni tre molecole di ipoclorito che dismutano, due si riducono a cloruro ed una si ossida a ipoclorito.

10.3.3 Redox con più di due elementi che variano il nox

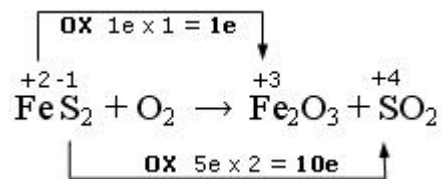
In reazioni redox complesse in cui più di due elementi variano il loro numero di ossidazione risulta più conveniente eseguire il bilancio elettronico aggiornando i coefficienti solo per i reagenti. Si sommano quindi le due semireazioni e si esegue successivamente il bilancio di massa aggiornando i coefficienti anche dei prodotti di reazione

Esempio 1)

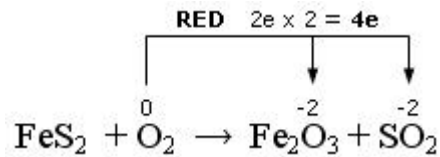
Si consideri la seguente reazione



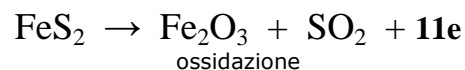
Qui abbiamo due elementi che si ossidano. Il Ferro che passa da ferroso (+2) a ferrico (+3) e lo Zolfo che passa da -1 a +4.



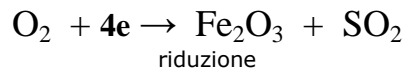
Nell'altra semireazione l'Ossigeno si riduce passando da 0 a -2



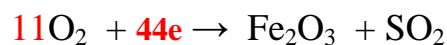
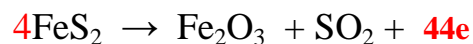
Scriviamo la semireazione di ossidazione



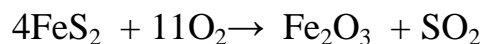
Scriviamo la semireazione di riduzione



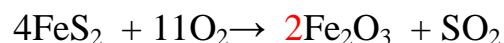
Il rapporto di scambio elettronico è **11/4**. Eseguiamo il bilancio elettronico moltiplicando per 4 i reagenti della semireazione di ossidazione e per 11 i reagenti della semireazione di riduzione.



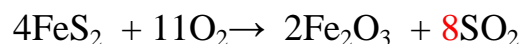
Combiniamo le due semireazioni



ed ora completiamo il bilancio di massa aggiornando i coefficienti dei prodotti.
Bilanciamo il Ferro



e poi lo Zolfo

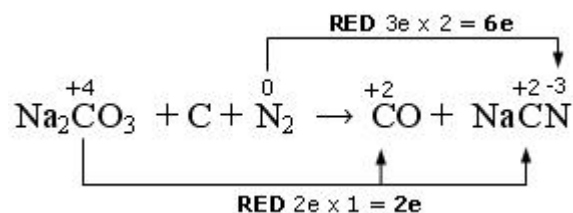


Esempio 2)

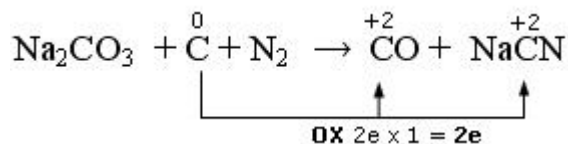
Si consideri la seguente reazione



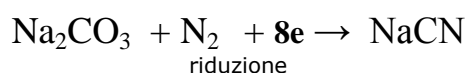
In questo caso vi sono due elementi che si riducono. L'Azoto che passa da 0 a -3 ed il Carbonio del carbonato che passa da +4 a +2



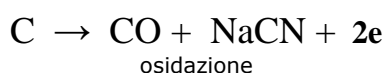
Nell'altra semireazione il Carbonio elementare si ossida passando da 0 a +2.



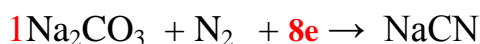
Scriviamo la semireazione di riduzione



Scriviamo la semireazione di ossidazione



Il rapporto di scambio elettronico è $8/2 = 4/1$. Eseguiamo il bilancio elettronico moltiplicando per 1 i reagenti della semireazione di riduzione e per 4 i reagenti della semireazione di ossidazione



Combiniamo le due semireazioni



ed ora completiamo il bilancio di massa aggiornando i coefficienti dei prodotti.
Bilanciamo il Sodio



ed infine l'Ossigeno



10.4 Strategia di bilanciamento di reazioni redox in forma ionica netta

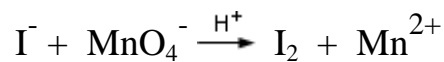
Spesso le reazioni redox vengono rappresentate in forma ionica netta, riportando solo gli ioni e le molecole indissociate nelle quali avviene un cambiamento del numero di ossidazione ed eventualmente, se necessario ioni H^+ , OH^- e molecole di H_2O a seconda che la reazione avvenga in ambiente acido, basico o neutro.

Quando una redox viene proposta in forma ionica è necessario specificare se essa decorre in ambiente acido, basico o neutro. Più correttamente, se la reazione decorre in ambiente acido dovrebbe comparire uno ione H^+ sopra la freccia di reazione, mentre se decorre in ambiente basico dovrebbe comparire uno ione OH^- sopra la freccia di reazione.

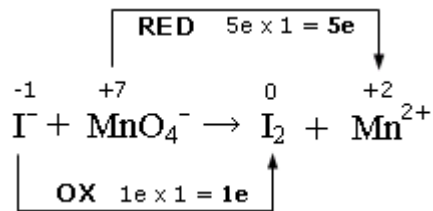
La strategia di bilanciamento prevede

- bilancio elettroni (conservazione degli elettroni scambiati)
- bilancio cariche (conservazione della carica elettrica)
- bilancio masse (conservazione della massa)

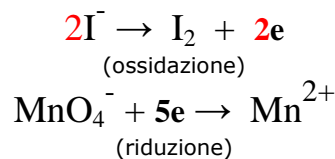
Esempio 1 – redox in forma ionica in ambiente acido



1) si scrivono i numeri di ossidazione e si individuano le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si calcola il numero di elettroni persi ed acquistati, come variazione del valore dei numeri di ossidazione (Δnox), moltiplicato per il numero di atomi (**indice**) dell'elemento che reagisce. Nell'esempio il Manganese diminuisce il suo nox (riduzione) da +7 a +2, con una variazione di 5 elettroni, mentre lo Iodio passa da -1 a 0 (ossidazione) con una variazione di 1 elettrone

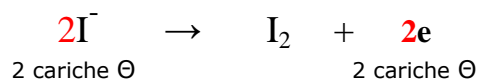


2) Si scrivono le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si bilanciano gli elementi che si ossidano e si riducono e, se necessario, si aggiornano gli elettroni trasferiti. Nell'esempio che segue dobbiamo bilanciare lo Iodio ed aggiornare a 2 il numero di elettroni persi durante la semireazione di ossidazione (1 elettrone per ciascun atomo di Iodio)

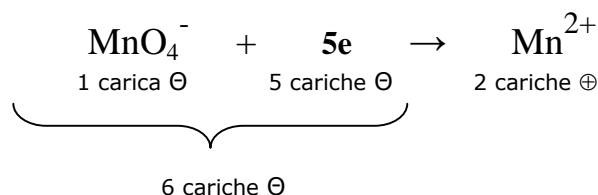


3) Si esegue il bilancio di carica per ogni semireazione con ioni H^+ (ambiente acido) e, se necessario, si aggiungono molecole di acqua per ribilanciare la massa eventualmente squilibrata. Si determina quindi il **rapporto di scambio elettronico**, (rapporto tra elettroni persi ed elettroni acquistati),

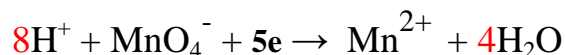
La semireazione di ossidazione è già a posto in quanto presenta due cariche negative tra i reagenti e due cariche negative tra i prodotti (i due elettroni)



La semireazione di riduzione presenta 6 cariche negative tra i reagenti (uno ione e 5 elettroni) e 2 cariche positive tra i prodotti.

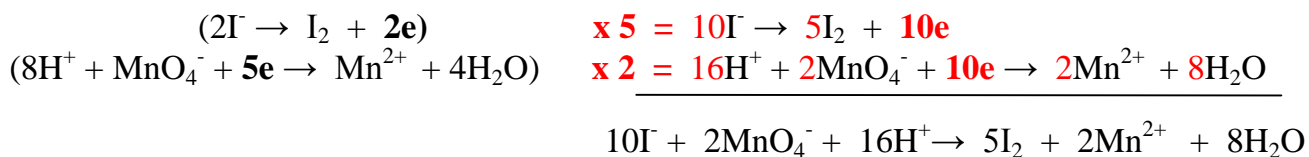


Aggiungiamo 8 ioni H^+ tra i reagenti per bilanciare la carica e 4 molecole d'acqua tra i prodotti per ribilanciare la massa



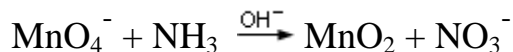
Il rapporto di scambio elettronico tra le due semireazioni è **2/5** (per ogni 2 elettroni persi dalla semireazione di ossidazione vi sono 5 elettroni acquistati dalla semireazione di riduzione)

4) Si usa rapporto di scambio elettronico per il bilancio degli elettroni. Si usa il numero di elettroni trovato in una semireazione per moltiplicare l'altra (e viceversa) in modo che siano bilanciati gli elettroni trasferiti. Si sommano quindi le due semireazioni

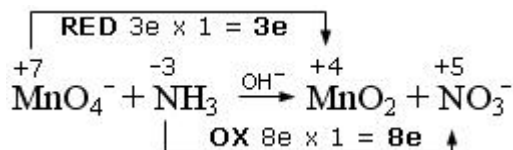


5) Nel caso tutti i coefficienti siano divisibili per un medesimo numero, si esegue la semplificazione.

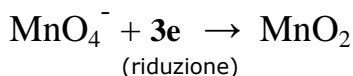
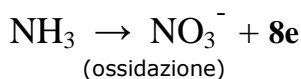
Esempio 2 – redox in forma ionica in ambiente basico



1) si scrivono i numeri di ossidazione e si individuano le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si calcola il numero di elettroni persi ed acquistati, come variazione del valore dei numeri di ossidazione (Δnox), moltiplicato per il numero di atomi (**indice**) dell'elemento che reagisce. In questo caso si tratta di una redox in cui il Manganese ($nox = +7$) si riduce, diminuendo il suo numero di ossidazione a +4 ($\Delta nox = 3e$) e l'Azoto (-3) si ossida, aumentando il suo numero di ossidazione a +5 ($\Delta nox = 8e$).

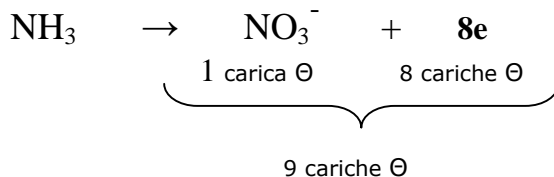


2) si scrivono le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si bilanciano gli elementi che si ossidano e si riducono e, se necessario, si aggiornano gli elettroni trasferiti. Nell'esempio che segue sia l'Azoto che il Manganese risultano già bilanciati.



3) Si esegue il bilancio di carica per ogni semireazione con ioni OH⁻ (ambiente basico) e, se necessario, si aggiungono molecole di acqua per ribilanciare la massa eventualmente squilibrata. Si determina quindi il **rapporto di scambio elettronico**, (rapporto tra elettroni persi ed elettroni acquistati),

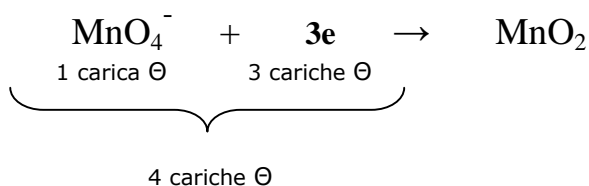
La semireazione di ossidazione presenta 9 cariche negative tra i prodotti e nessuna carica tra i reagenti



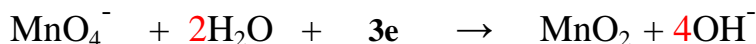
Aggiungiamo 9 ioni OH⁻ tra i reagenti per bilanciare la carica e 6 molecole d'acqua tra i prodotti per ribilanciare la massa



La semireazione di riduzione presenta 4 cariche negative tra i reagenti (uno ione e 3 elettroni) e nessuna carica tra i prodotti.

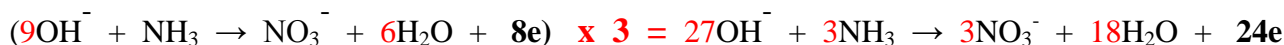


Aggiungiamo 4 ioni OH⁻ tra i prodotti per bilanciare la carica e 2 molecole d'acqua tra i reagenti per ribilanciare la massa



Il rapporto di scambio elettronico tra le due semireazioni è **8/3** (per ogni 8 elettroni persi dalla semireazione di ossidazione vi sono 3 elettroni acquistati dalla semireazione di riduzione)

4) Usiamo il rapporto di scambio elettronico per il bilancio degli elettroni. Si usa il numero di elettroni trovato in una semireazione per moltiplicare l'altra (e viceversa) in modo che siano bilanciati gli elettroni trasferiti. Si sommano quindi le due semireazioni

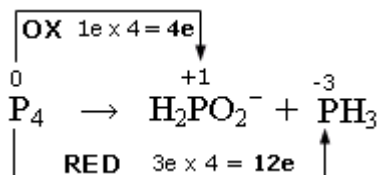


5) Nel caso tutti i coefficienti siano divisibili per un medesimo numero, si esegue la semplificazione (in questo caso non è necessario).

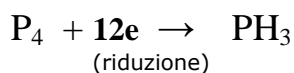
Esempio 3 – Dismutazione in forma ionica in ambiente basico



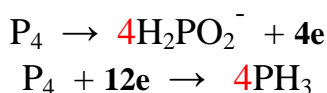
1) si scrivono i numeri di ossidazione e si individuano le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si calcola il numero di elettroni persi ed acquistati, come variazione del valore dei numeri di ossidazione (Δnox), moltiplicato per il numero di atomi (**indice**) dell'elemento che reagisce. In questo caso si tratta di una dismutazione in cui il Fosforo elementare ($\text{nox} = 0$) si ossida, aumentando il suo numero di ossidazione a +1 ($\Delta\text{nox} = 1\text{e}$) e si riduce a -3, diminuendo il suo numero di ossidazione a -3 ($\Delta\text{nox} = 3\text{e}$).



2) si scrivono le semireazioni di ossidazione e di riduzione. Si bilanciano gli elementi che si ossidano e si riducono e, se necessario, si aggiornano gli elettroni trasferiti.

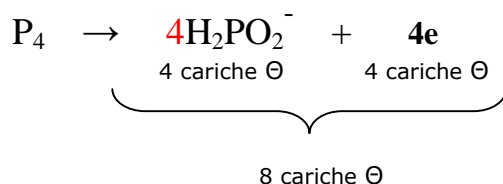


bilanciamo gli atomi di Fosforo



3) Si esegue il bilancio di carica per ogni semireazione con ioni OH^- (ambiente basico) e, se necessario, si aggiungono molecole di acqua per ribilanciare la massa eventualmente squilibrata. Si determina quindi il **rapporto di scambio elettronico**, (rapporto tra elettroni persi ed elettroni acquistati),

La semireazione di ossidazione presenta 8 cariche negative tra i prodotti e nessuna carica tra i reagenti



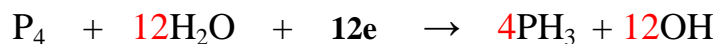
Aggiungiamo 8 ioni OH^- tra i reagenti per bilanciare la carica. La massa ora risulta bilanciata senza aggiungere acqua.



La semireazione di riduzione presenta 12 cariche negative tra i reagenti e nessuna carica tra i prodotti

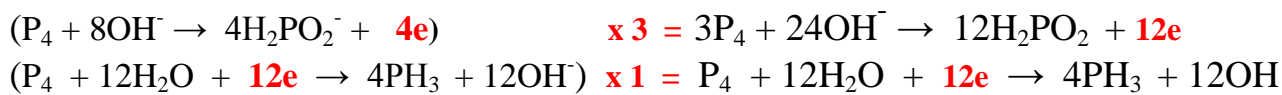


Aggiungiamo 12 ioni OH^- tra i prodotti per bilanciare la carica e 12 molecole d'acqua tra i reagenti per ribilanciare la massa

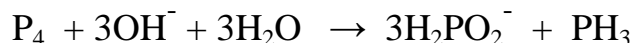


rapporto di scambio elettronico: 4/12 = 1/3

4) Usiamo il numero trovato in una semireazione per moltiplicare l'altra (e viceversa) in modo che siano bilanciati gli elettroni trasferiti (bilancio elettronico). Si sommano quindi le due semireazioni



5) Nel caso tutti i coefficienti siano divisibili per un medesimo numero, si esegue la semplificazione. Dividiamo entrambi i membri dell'equazione chimica per 4



10.5 Trasformazione di una redox proposta in forma molecolare in una redox in forma ionica

Per trasformare una reazione redox molecolare in forma ionica:

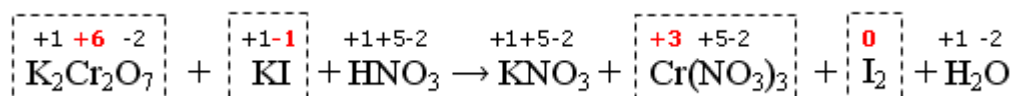
1. Si attribuisce ad ogni atomo il nox e si verifica in quali elementi esso subisca una variazione.
2. Si eliminano tutte le molecole i cui atomi mantengono il nox invariato durante la reazione
3. Le molecole rimanenti, i cui atomi abbiano subito variazioni di nox, vengono dissociate se si tratta di sali, acidi ed idrossidi. Non si dissociano in genere le molecole biatomiche dei gas ed i composti binari come ossidi, anidridi, perossidi, idruri etc.
4. Si osserva in quale ambiente avviene la reazione (acido, basico o neutro), per poter poi effettuare correttamente il bilancio di carica. In particolare si verifica se tra i composti sono presenti acidi o basi.
5. Si riportano nella reazione solo le molecole e gli ioni, ottenuti dalla dissociazione, che contengano atomi che abbiano subito variazioni di nox.

Esempio 1

Proviamo ad esempio a trasformare in forma ionica la seguente redox scritta in forma molecolare

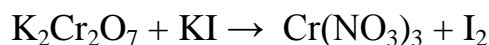


Assegniamo i numeri di ossidazione ed individuiamo le specie chimiche i cui atomi abbiano subito variazioni di nox

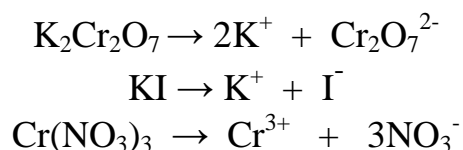


Il **Cromo** e lo **Iodio** sono gli elementi che variano il nox durante la reazione

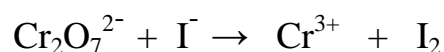
Eliminiamo le specie chimiche che non contengono Cromo e Iodio



dissociamo, se possibile, le rimanenti

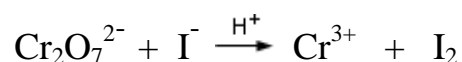


riportiamo nella reazione solo le molecole e gli ioni, ottenuti dalla dissociazione, che contengano Cromo e Iodio



L'ambiente è acido per presenza di HNO_3 , per cui quando si effettuerà il bilancio di carica dovranno essere introdotti ioni H^+ .

La reazione scritta in forma ionica netta è la seguente



Bilanciamola.

Scriviamo la semireazione di riduzione del Cromo. Ciascun atomo di Cromo acquista 3 elettroni passando da un nox = +6 ad un nox = +3. Dunque i due atomi di Cromo dell'anione bicromato acquistano complessivamente 6 elettroni

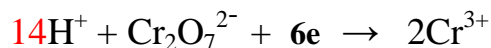


Eseguiamo il bilancio di massa del cromo



Eseguiamo il bilancio di carica.

Ci sono 8 cariche negative tra i reagenti e 6 positive tra i prodotti. Aggiungiamo dunque 14 ioni H^+ tra i reagenti



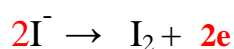
Ribilanciamo la massa aggiungendo 7 molecole di acqua tra i prodotti



Scriviamo ora la semireazione di ossidazione dello Iodio. Ciascun atomo di Iodio perde 1 elettrone passando da un nox = -1 ad un nox = 0.

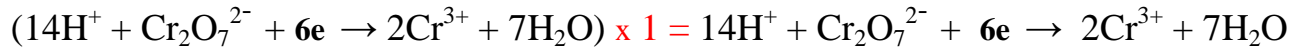


eseguiamo il bilancio di massa dello Iodio aggiornando il numero di elettroni persi

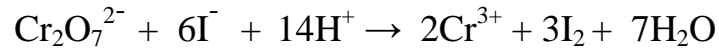


La carica è già bilanciata essendoci due cariche negative sia tra i reagenti che tra i prodotti.

Il rapporto di scambio elettronico è di $6/2 = 3/1$. Moltiplichiamo dunque per 1 la semireazione di riduzione e per 3 la semireazione di ossidazione



Sommiamo membro a membro le due semireazioni ed otteniamo



A questo punto possiamo utilizzare i coefficienti trovati per scrivere l'equazione completa in forma molecolare

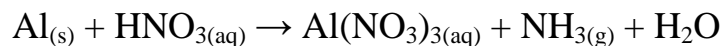


Si può notare come tra i prodotti di reazione manchino 7 ioni K^+ e 7 ioni NO_3^- . Aggiungiamo dunque un coefficiente 8 davanti al nitrato di potassio



Ciò equivale ad aver aggiunto 14 ioni spettatori (ioni che non partecipano alla redox) alla reazione.

Esempio 2



Dalle notazioni di fase (i pedici che indicano lo stato fisico delle specie che partecipano alla reazione) deduciamo che l'acido nitrico si trova in soluzione acquosa e quindi la reazione avviene in **ambiente acido**. Individuiamo gli elementi che variano il loro numero di ossidazione.



L'**Alluminio** e l'**Azoto** sono gli elementi che variano il nox durante la reazione

Eliminiamo le specie chimiche che non contengono Alluminio e azoto

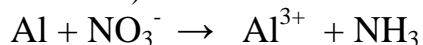


dissociamo, se possibile, le rimanenti



riportiamo nella reazione solo le molecole e gli ioni, ottenuti dalla dissociazione, che contengano Alluminio e Azoto. Tenendo tuttavia conto del fatto che l'anione nitrato in parte si riduce ad

ammoniaca ed in parte rimane inalterato, possiamo escluderlo dai prodotti di reazione (in quanto come prodotto di reazione non partecipa alla redox).



Scriviamo la semireazione di ossidazione dell'Alluminio. Ciascun atomo di Alluminio perde 3 elettroni passando da un nox = 0 ad un nox = +3.



La semireazione è già bilanciata in massa (un atomo di alluminio per parte) e carica (nessuna carica tra i reagenti; 3 cariche positive + 3 negative = carica nulla tra i prodotti).

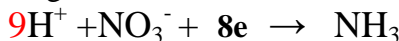
Scriviamo la semireazione di riduzione dell'Azoto. Ciascun atomo di Azoto acquista 8 elettroni passando da un nox = +5 ad un nox = -3.



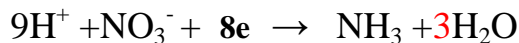
La semireazione è già bilanciata in massa (un atomo di Azoto per parte).

Eseguiamo il bilancio di carica. Ci sono 9 cariche negative tra i reagenti e nessuna carica tra i prodotti.

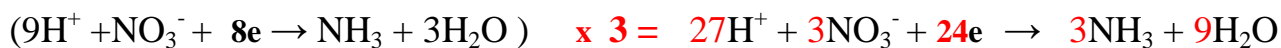
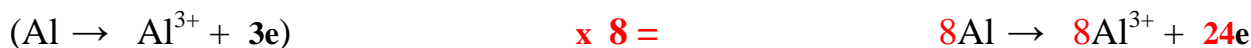
Aggiungiamo dunque 9 ioni H^+ tra i reagenti



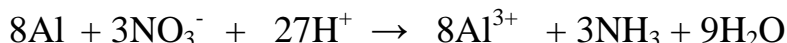
Ribilanciamo la massa aggiungendo 3 molecole di acqua tra i prodotti



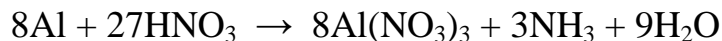
Il rapporto di scambio elettronico è di **3/8**. Effettuiamo dunque il bilancio elettronico, moltiplicando per 8 la semireazione di ossidazione e per 3 la semireazione di riduzione.



Sommiamo membro a membro



A questo punto possiamo utilizzare i coefficienti trovati per scrivere l'equazione completa in forma molecolare



Si noti come si siano aggiunti 24 ioni NO_3^- spettatori tra i reagenti e 24 tra i prodotti di reazione.

10.6 Rapporti ponderali: calcolo delle quantità che reagiscono

Ricordando che i coefficienti stechiometrici di un'equazione chimica bilanciata rappresentano, in scala macroscopica, il numero di moli delle sostanze che reagiscono è allora possibile determinare i rapporti in peso, o rapporti ponderali, tra le specie chimiche.

Ricordiamo che il numero di moli (n) di una sostanza chimica è pari al suo peso in grammi (W), diviso il suo peso molare (P_M)

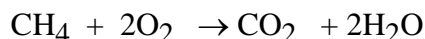
$$n = \frac{W}{P_M}$$

Se dunque dobbiamo calcolare a quanti grammi corrispondono 2,7 moli di anidride carbonica CO₂, dopo aver calcolato il peso molare consultando la tabella periodica (PM = Peso atomico carbonio + 2 volte il Peso atomico dell'ossigeno = 12 + 2 x 16 = 44), si avrà

$$W = n \cdot P_M = 2,7 \cdot 44 = 118,8g$$

Esempi di calcolo ponderale

1) Data la reazione



Calcolare quanta acqua si forma bruciando 1 Kg di metano.

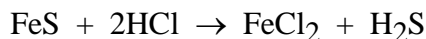
Dopo aver determinato il peso molare del metano (16 g) ed il peso molare dell'acqua (18g), li moltiplichiamo per i rispettivi coefficienti stechiometrici definendo in tal modo il rapporto in peso in cui reagiscono i due composti, pari a 16/36. In altre parole per ogni 16 grammi di metano che reagiscono si formano 36 grammi di acqua.

Possiamo allora impostare la seguente proporzione

$$16 : 36 = 1000 : x$$

che risolta ci da il seguente risultato: $x = 2250$ g

2) data la reazione



calcolare quanti grammi di cloruro ferroso si formano facendo reagire 100 g di solfuro ferroso con 80 g di acido cloridrico. Calcolare quale dei due reagenti non si consuma completamente e quanto ne rimane alla fine della reazione.

Il peso molare del solfuro ferroso FeS è 87,85 g, dell'acido cloridrico HCl 36,45 g (2 moli peseranno allora $2 \times 36,45 = 72,9$ g) , del cloruro ferroso FeCl₂ 126,75 g

Verifichiamo allora se 100 g di FeS reagiscono effettivamente con 80 g di HCl, impostando la seguente proporzione

$$87,85 : 72,9 = 100 : x$$

da cui $x = 82,98$ g di acido cloridrico

Ciò significa che 100 grammi di FeS reagiscono con 82,98 g di HCl. Ma nel sistema sono presenti solo 80 g di HCl. Ne deduciamo che non tutti i 100 g di FeS sono in grado di reagire, mentre l'acido cloridrico reagirà completamente. L'acido cloridrico rappresenta la specie chimica limitante.

Vediamo allora quanti grammi di FeS reagiscono con 80 g di HCl, impostando la seguente proporzione

$$87,85 : 72,9 = y : 80$$

da cui $y = 96,41$ g di FeS

Alla fine della reazione troveremo perciò che $100 - 96,41 = 3,59$ g di FeS non hanno reagito.

Per calcolare ora quanto FeCl_2 si forma possiamo impostare una proporzione partendo indifferentemente dal peso di HCl (80g) o di FeS (96,41 g) che reagiscono. Le due proporzioni sono le seguenti

$$72,9 : 126,75 = 80 : z$$

$$87,85 : 126,75 = 96,41 : z$$

da cui $z = 139,1$ g di FeCl_2 .