

L'ossigeno nella stragrande maggioranza dei composti ha n.o. -2;
 fanno eccezione i perossidi in cui il n.o. dell'ossigeno è uguale a -1,
 oppure in tutti quei composti in cui l'ossigeno è combinato con il F, poiché in questo caso è il fluoro ad essere più elettronegativo dell'ossigeno e quindi avrà n.o. negativo, l'ossigeno sarà l'elemento debole della coppia e cederà il suo elettrone di legame al fluoro.
 E ovviamente nel suo stato elementare O₂ l'O ha n.o. uguale a zero.

L'idrogeno a sua volta ha sempre n.o. pari a 1, nella stragrande maggioranza dei composti è l'elemento che cede il suo elettrone e si può caricare di una sola carica positiva.
 Fanno eccezione gli idruri, composti tra metallo e idrogeno, dove questo vale -1.

Nei loro composti, i metalli hanno numero di ossidazione positivi che corrispondono alla carica del metallo nel composto:

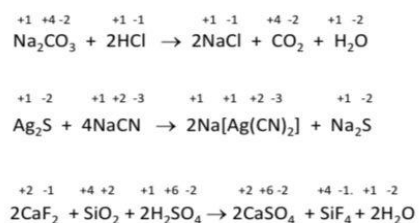
- per i metalli alcalini (gruppo 1A) è sempre +1;
- per i metalli alcalino terrosi (gruppo 2A) è sempre +2.

Il fluoro, che è l'elemento più elettronegativo della tavola periodica, ha sempre n.o. -1.

I non metalli, come lo zolfo, l'azoto e il fosforo, possono avere numeri di ossidazione sia positivi che negativi, dipende da quando sono combinati con un elemento più elettronegativo o se sono loro più elettronegativi.

Cos'hanno in comune queste reazioni?

Queste reazioni non sono reazioni di ossidoriduzione, i numeri di ossidazione restano invariati.

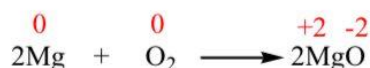


I numeri di ossidazione dei singoli elementi che costituiscono reagenti e prodotti restano invariati!

Reazioni Red-Ox

Almeno due elementi che si trovano tra i reagenti cambiano il loro stato di ossidazione nel passare a prodotti
=> **TRASFERIMENTO DI ELETTRONI!**

Un reagente viene ossidato e perde elettroni (ossidazione), un reagente invece viene ridotto ed acquista elettroni (riduzione)



Ogni Mg passa da 0 a +2 → ogni Mg perde due elettroni
Ogni O passa da 0 a -2 → ogni O acquista due elettroni

Il numero di elettroni ceduti da una specie in una reazione redox DEVE essere uguale al numero di elettroni acquistati dall'altra specie

MAGNESIO è passato da n.o. 0 a +2 = prende due cariche positive, quindi vuol dire che per passare dal suo stato elementare al composto 2MgO ha perso due elettroni.
Questi due elettroni sono stati acquisiti dall' OSSIGENO (è passato da n.o. 0 a -2)
È quindi avvenuto un trasferimento di elettroni dal magnesio all'ossigeno.

IL NUMERO DI ELETTRONI CEDUTI DA UNA SPECIE DEVE ESSERE UGUALE AL NUMERO DI ELETTRONI ACQUISTATI DALL'ALTRA SPECIE

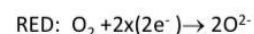
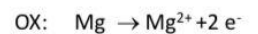
L'elemento che perde elettroni si ossida (aumenta il suo numero di ossidazione).
Colui che si ossida si dice agente riducente, perché riduce l'altra specie

L'elemento che acquista elettroni si riduce (riduce il suo numero di ossidazione).
Colui che si riduce si dice agente ossidante, perché ossida l'altra specie.

Agente riducente e ossidante devono per forza essere presenti entrambi in una redox.

Questa reazione possiamo dividerla in **due semireazioni**:

Mg perde due elettroni, subendo ossidazione. Mg è l'agente riducente
O acquista due elettroni, subendo riduzione. O₂ è l'agente ossidante



Bilanciamento di una redox

1. Si assegnano i **numeri di ossidazione** nei reagenti e nei prodotti, identificando la specie che si ossida e quella che si riduce
2. Si considerano le due semireazioni separatamente
3. Per ognuna delle due semireazioni bisogna:
 - * Controllare il **bilanciamento degli elementi coinvolti**
 - * Identificare il **numero di elettroni coinvolti**
 - * **Bilanciare le cariche** utilizzando H^+ o OH^- (rispettivamente se la reazione avviene in ambiente acido o basico)
 - * **Bilanciare la massa** utilizzando H_2O
4. Una volta bilanciate le semireazioni in maniera indipendente, bisogna garantire l'**uguaglianza degli elettroni scambiati**, moltiplicando tutte le specie per opportuni fattori (minimo comune multiplo)
5. Sommare opportunamente le specie chimiche coinvolte

Ripasso lezione precedente: LE REAZIONE REDOX

Nella lezione precedente abbiamo presentato le reazioni redox, o di ossido riduzione, ovvero tutte quelle reazioni che prevedono il trasferimento di elettroni da una specie chimica ad un'altra.

In ogni redox troveremo sempre un **agente ossidante** il quale **si riduce** ed acquisisce gli elettroni (cariche negative) ed un'altro, detto **agente riducente**, che **si ossida** e, cedendo gli elettroni, va a ridurre l'altra specie chimica.

nb: entrambi devono esistere contemporaneamente poiché se uno si ossida, deve esserci per forza un altro che si riduce

Naturalmente in una reazione redox il numero di elettroni ceduti da una specie deve sempre corrispondere a quello degli elettroni acquistati dall'altra specie: il bilanciamento non è quindi solo di massa.

Prima di tutto dobbiamo affidare un corretto numero di ossidazione ad entrambe le specie chimiche: questo ci permetterà di capirne il ruolo nella reazione e i suoi eventuali cambiamenti.

- Se si **acquistano** elettroni il numero di ossidazione diminuisce: poniamo l'esempio di un elemento il cui numero di ossidazione iniziale è pari a +2, se verranno acquistati due elettroni il numero di ossidazione sarà pari a 0
- Se gli elettroni vengono **ceduti**, ogni carica negativa persa equivarrà ad una carica positiva ottenuta che verrà sommata al numero di ossidazione iniziale; quindi il numero di ossidazione aumenta

BILANCIAMENTO DI UNA REDOX

Di seguito verranno elencati i passaggi per svolgere un corretto bilanciamento delle reazioni redox:

1. Si assegnano i **numeri di ossidazione** nei reagenti e nei prodotti, identificando la specie che si ossida e quella che si riduce;
2. Si considerano le due semireazioni (semireazione di riduzione e semireazione di ossidazione) separatamente;
3. Per ognuna delle due semireazioni bisogna:
 - a. Controllare il **bilanciamento degli elementi coinvolti** nella reazione
 - b. Identificare il **numero di elettroni coinvolti** nella reazione
 - c. Bilanciare le cariche utilizzando ioni **H⁺** o **OH⁻** (rispettivamente se la reazione avviene in ambiente acquoso acido, ricco di ioni H⁺, o basico, ricco di OH⁻)
 - d. Bilanciare la massa utilizzando **H₂O**, essendo in ambiente acquoso l'acqua è molto utile per bilanciare la massa di H e O;
4. Una volta bilanciate le semireazioni in maniera indipendente, bisogna garantire l'**uguaglianza degli elettroni** scambiati, moltiplicando tutte le specie per opportuni fattori (minimo comune multiplo). Ricordiamo infatti che il numero di elettroni ceduti

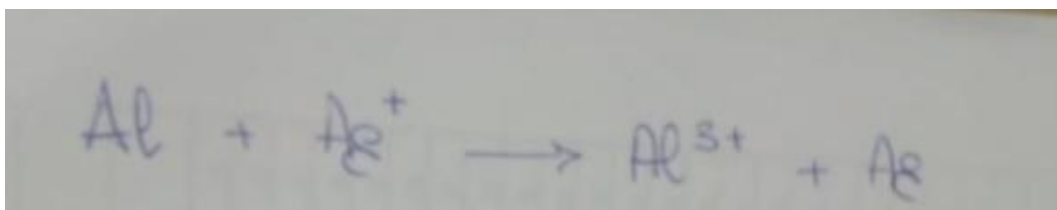
ed ottenuti deve essere sempre uguale. Per fare ciò è necessario trovare il *minimo comune multiplo* tra gli e- coinvolti nella prima e nella seconda semireazione e successivamente moltiplicarlo per la reazione, ottenendo così una corrispondenza tra il numero iniziale e finale di elettroni;

5. Sommare opportunamente le specie chimiche coinvolte.

Esercizio 1:

In questa reazione sono coinvolti l'alluminio (Al) e uno ione d'argento (Ag^+):

- Al metallico diventa Al cationico 3^+ ;
- Ag cationico diventa Ag metallico.

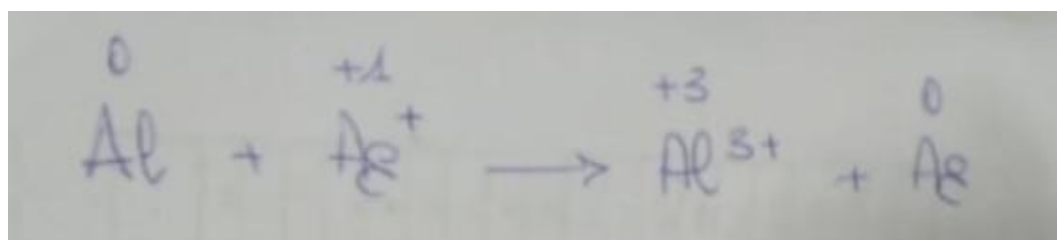


1) Come prima cosa dobbiamo associare i corretti numeri di ossidazione a ciascuna specie:

- Al: tutte le specie che si trovano nella propria forma elementare, come in questo caso, hanno numero di ossidazione pari a 0.
- Ag^+ : gli ioni mono/poliatomici, invece, hanno numero di ossidazione (o somma dei vari numeri di ossidazione nel caso di ioni poliatomici) pari alla propria carica complessiva. In questo caso Ag è uno ione monoatomico con singola carica positiva e dunque il suo numero di ossidazione sarà pari a +1.

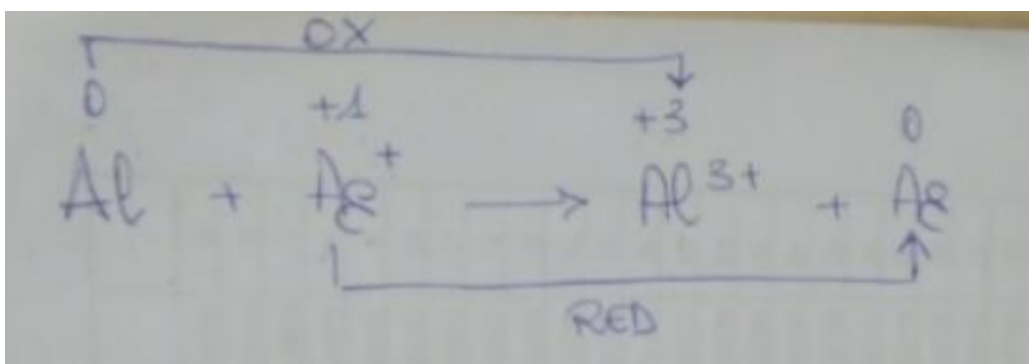
Per quanto riguarda i prodotti, invece, avremo:

- Al^{3+} : è uno ione monoatomico con carica positiva ed uguale a 3 e di conseguenza il suo numero di ossidazione sarà pari a +3.
- Ag: essendo nella sua forma elementare avrà numero di ossidazione 0.

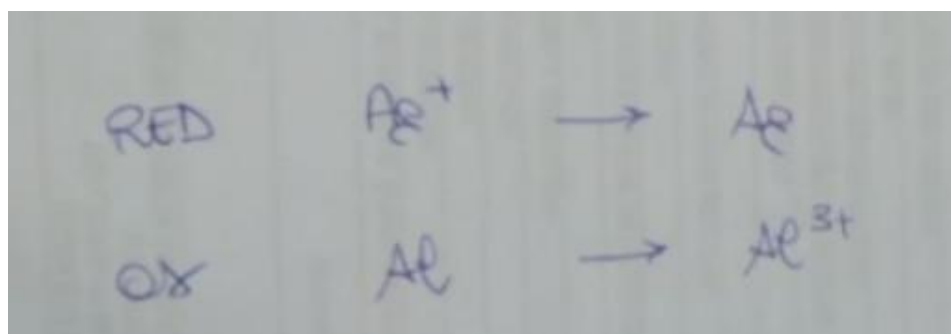


2) Arrivati a questo punto dobbiamo individuare chi si ossida e chi si riduce.

Notiamo, infatti, che il numero di ossidazione di Al passa da 0 a +3, Al ha perso elettroni: si è dunque verificata un'ossidazione. Ag, invece, ha acquistato elettroni ed il suo numero di ossidazione è passato da +1 a 0: si è verificata una riduzione. Questa è una REAZIONE DI OSSIDORIDUZIONE.



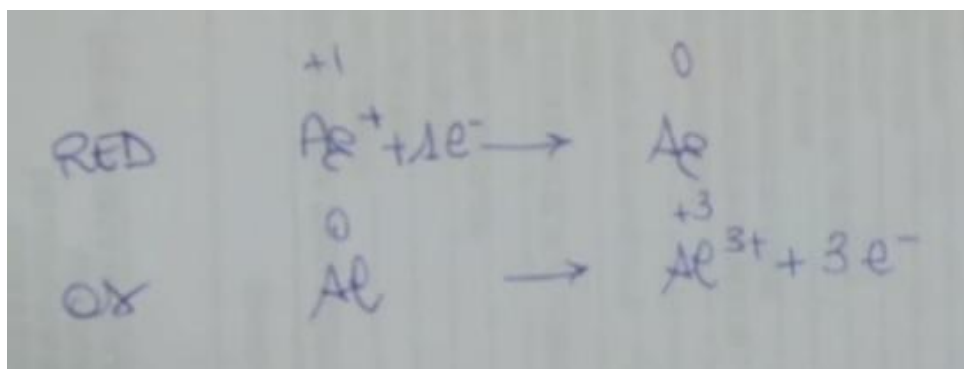
3) Prendiamo in esame singolarmente le due semireazione:



3.1) **Bilanciare gli elementi coinvolti nella redox:** In questo caso non è necessario dato che la reazione è già bilanciata (abbiamo lo stesso numero di atomi tra i reagenti e tra i prodotti).

3.2) **Identificare il numero di elettroni coinvolti:**

- Ag per passare da uno stato di ossidazione +1 a 0 ha acquistato un elettrone;
- Al, dato che il suo numero di ossidazione è passato da 0 a +3, avrà perso tre elettroni.



3.3) **Controllare se le cariche sono bilanciate:**

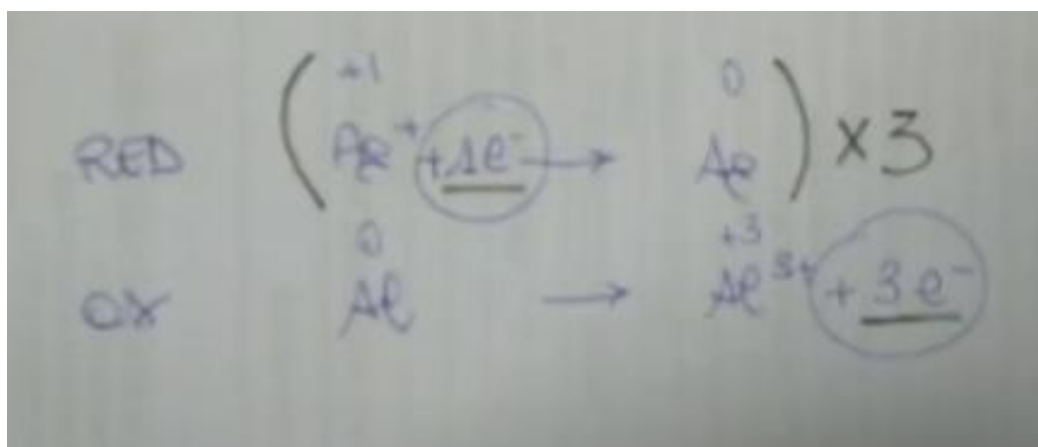
Per entrambi gli elementi abbiamo una situazione neutra; entrambi gli elementi hanno quindi carica bilanciata. Sia la massa che la carica sono bilanciate.

4) **Normalizzare il numero di elettroni:**

Notiamo però che Al libera 3 elettroni, ma ad Ag per ridursi ne serve uno solo.

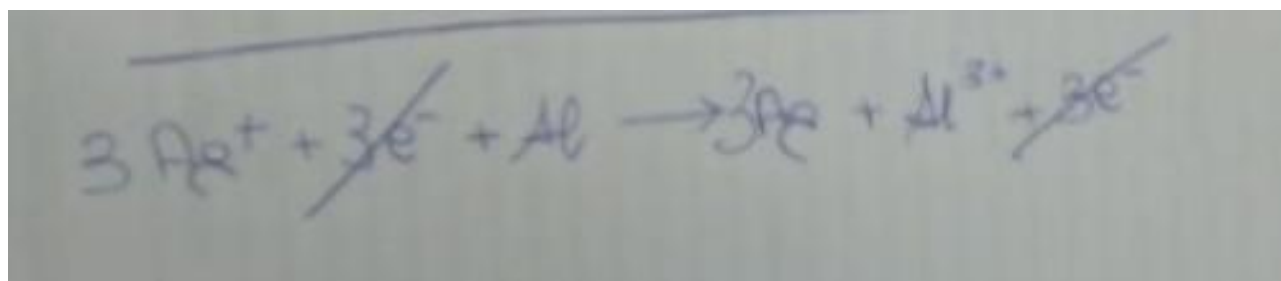
Per normalizzare il numero di elettroni dobbiamo trovare il minimo comune multiplo tra 3 e 1 e poi moltiplicarlo per una delle due semireazioni.

Il minimo comune multiplo, in questo caso, è 3 e andrà moltiplicato per la semireazione di riduzione.

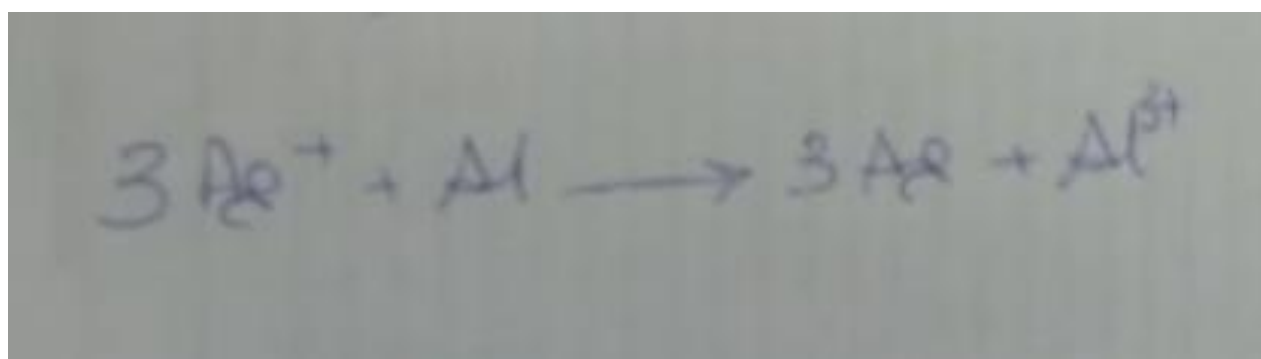


5) Sommare reagenti e prodotti:

Arriveremo così alla formula finale bilanciata: carica (+3 sia per i reagenti che per i prodotti) e massa saranno quindi bilanciate e il numero di elettroni sarà bilanciato: 3 elettroni verranno quindi consumati tra i reagenti ed altrettanti verranno prodotti dall'altra reazione e per questo motivo possiamo semplificarli.



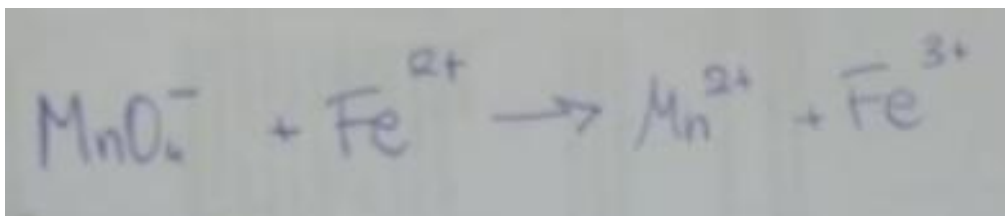
La nostra reazione finale sarà quindi:



Esercizio 2:

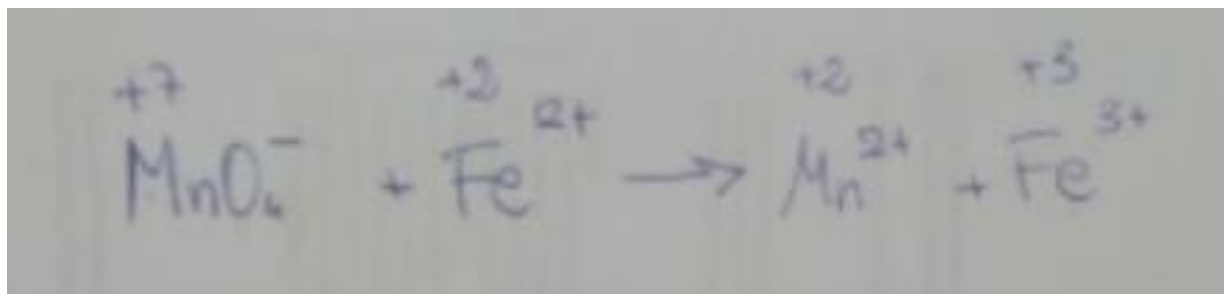
Siamo in un ambiente acido (ricco di ioni H^+) e dunque sappiamo già che per bilanciare la carica avremo bisogno di ioni H^+ .

Abbiamo dunque un permanganato che reagisce con il ferro per dare manganese $2+$ e ioni ferro $3+$. Questa reazione si trova in forma ionica netta: non compaiono infatti i contro-ioni (ioni spettatori).



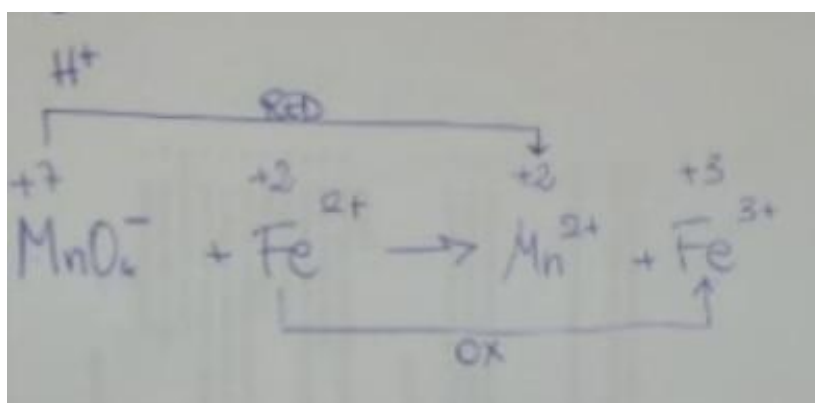
1) Associare il corretto numero di ossidazione:

- MnO_4^- : O in uno ione poliatomico ha sempre n.o. pari a -2 e avendo 4 atomi avremo n.o. uguale a -8. Essendo questo uno ione poliatomico mono negativo, Mn deve avere n.o. tale per cui sommato a quello di O il risultato sia -1: il n.o. di Mn sarà quindi +7.
- Fe^{2+} : essendo uno ione monoatomico, il suo n.o. sarà uguale alla carica totale: +2.
- Mn^{2+} : anche in questo caso abbiamo uno ione monoatomico con carica uguale a +2 e perciò il suo n.o. sarà +2.
- Fe^{3+} : ione monoatomico con carica +3 e con conseguente n.o. pari a +3.

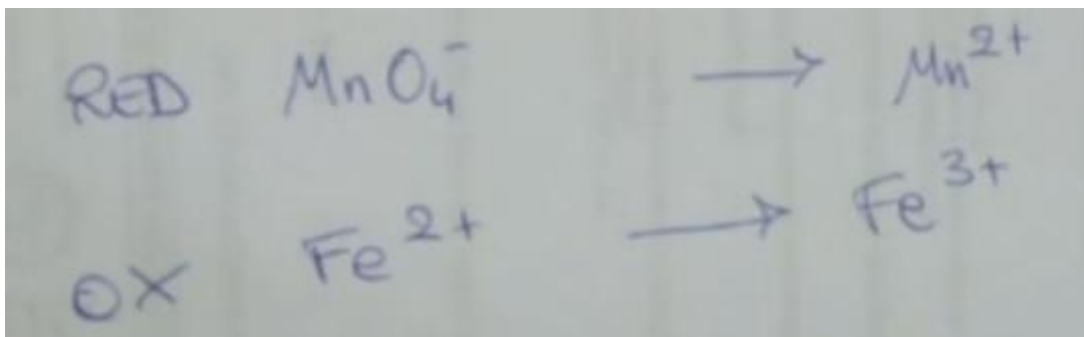


2) Capire chi si ossida e chi si riduce:

- Mn passa da avere n.o. +7 a +2: sarà coinvolto nella semireazione di riduzione;
- Fe, invece, passa da +2 a +3: perde elettroni ed è dunque una semireazione di ossidazione.



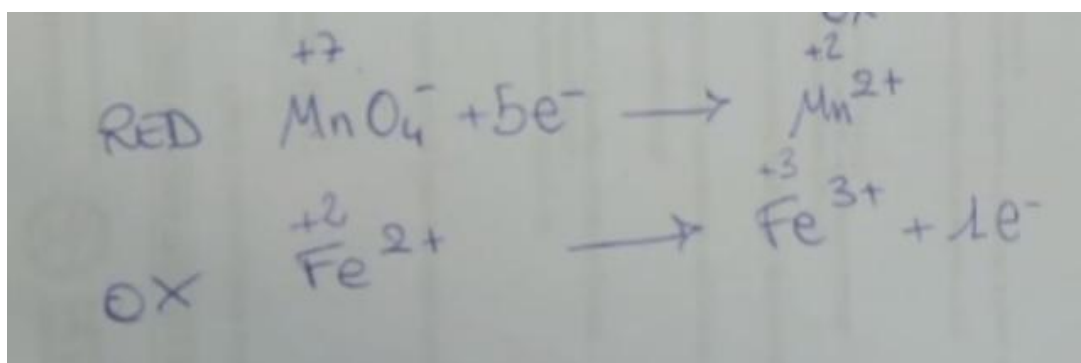
3) Analizziamo singolarmente le due semireazioni:



3.1) **Bilanciare gli elementi coinvolti nella redox:** La reazione è già bilanciata.

3.2) **Identificare il numero di elettroni coinvolti:**

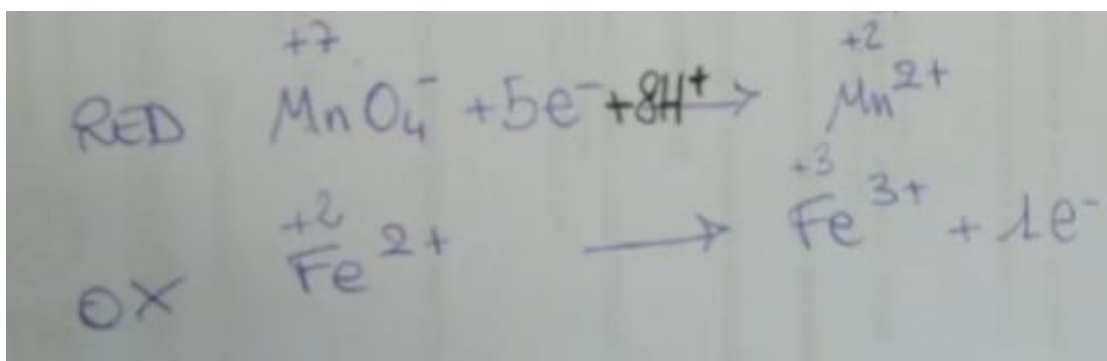
- Mg: per passare da n.o. +7 a +2 ha acquistato 5 elettroni;
- Fe: da n.o. +2 è passato a +3 e dunque avrà perso 1 elettrone.



3.3) **Controllare se le cariche sono bilanciate:**

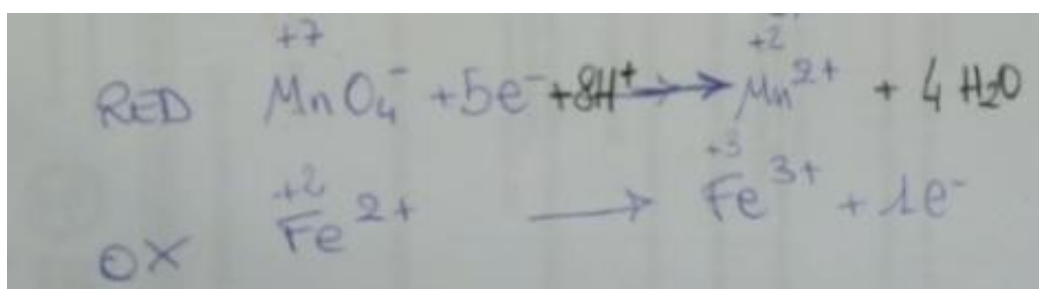
• Red: tra i reagenti abbiamo 6 cariche negative mentre tra i prodotti abbiamo 2 cariche positive = la semireazione non è bilanciata per la carica. Per bilanciare dovremo eguagliare il numero di cariche tra reagenti e prodotti. Per fare ciò, essendo in ambiente acido, andremo ad utilizzare ioni H^+ . Se queste cariche positive vengono aggiunte ai prodotti continueremo ad avere uno sbilanciamento; di conseguenza dovremo aggiungerle ai reagenti affinché, in primis, neutralizzino le 6 cariche negative e, successivamente, eguagliino la quantità di carica. Per bilanciare utilizzerò quindi 8 ioni H^+ .

• Ox: sia tra i reagenti che tra i prodotti abbiamo 2 cariche positive. La semireazione ha perciò carica bilanciata.



3.4) Bilanciare la massa con H₂O:

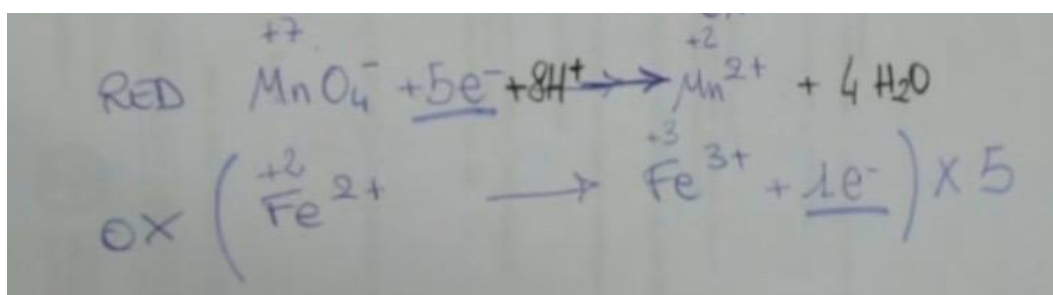
Nella reazione di riduzione abbiamo O e H tra i reagenti che non compaiono nei prodotti. Per bilanciare la massa aggiungerò quindi 4 molecole d'acqua.



4) Normalizzare il numero di elettroni:

Troviamo il minimo comune multiplo tra 5 (n° di e⁻ nella semireazione di riduzione) e 1 (n° di e⁻ nella semireazione di ossidazione) che sarà quindi uguale a 5.

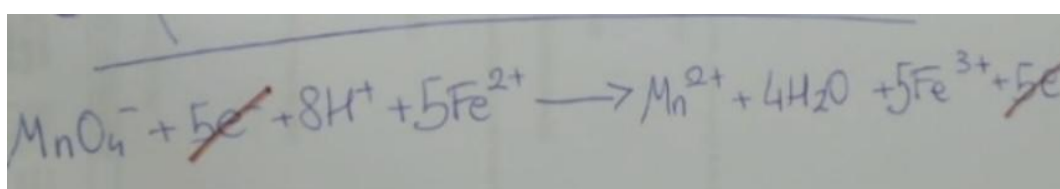
Per far sì che le due semireazioni condividano lo stesso numero di elettroni, andrò a moltiplicare l'm.c.m. per la semireazione di ossidazione.



5) Sommare reagenti e prodotti:

Carica e massa sono bilanciate.

Dato che abbiamo correttamente normalizzato il numero di elettroni, possiamo eliminare da entrambe le parti i 5 elettroni.

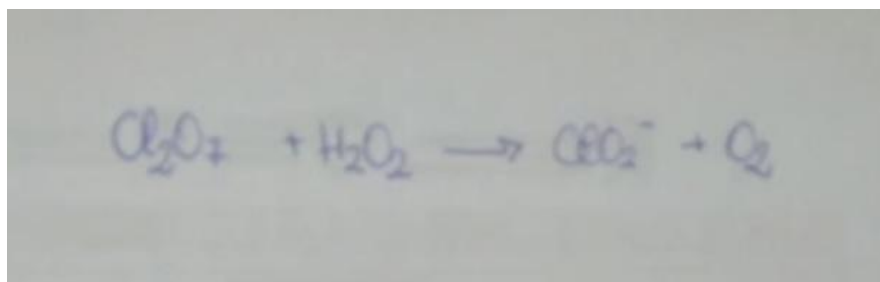


La reazione è quindi completamente bilanciata.

Esercizio 3:

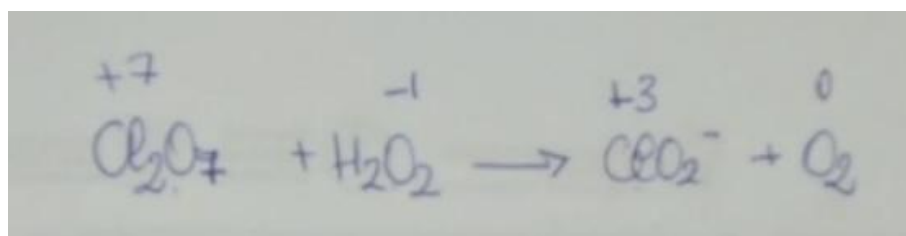
Siamo in ambiente basico (ricco di ioni OH^-) e sappiamo già che per bilanciare avremo bisogno di ioni OH^- .

In questo caso abbiamo un'anidride perclorica (Cl_2O_7) che reagisce con l'acqua ossigenata (H_2O_2), dando come prodotti lo ione clorito (ClO_2^-) e un ossigeno (O_2).



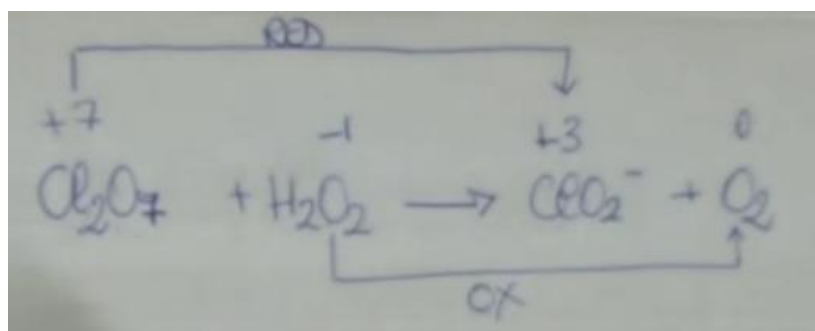
1) Associare il corretto numero di ossidazione:

- O_2 : essendo nella sua forma elementare avrà numero di ossidazione pari a 0;
- H_2O_2 : O essendo in un perossido ha numero di ossidazione -1;
- Cl_2O_7 : O ha n.o. -2, moltiplicato per i 7 atomi sarà uguale a -14. Di conseguenza, n.o. di Cl sarà +7;
- ClO_2^- : n.o. di Cl sarà pari a +3.

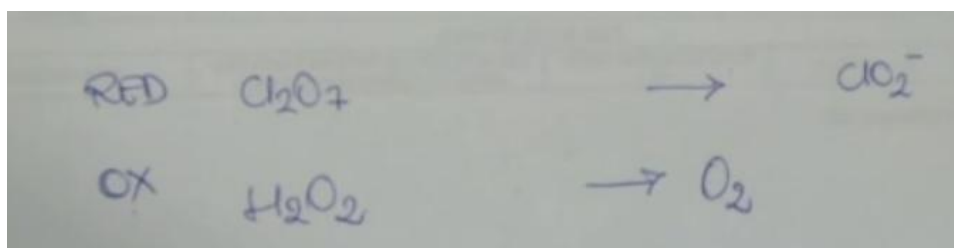


2) Capire chi si ossida e chi si riduce:

- Cl passa da avere n.o. +7 a +3, ha acquistato 4 elettroni: semireazione di riduzione
- O invece passa da -1 a 0: semireazione di ossidazione.

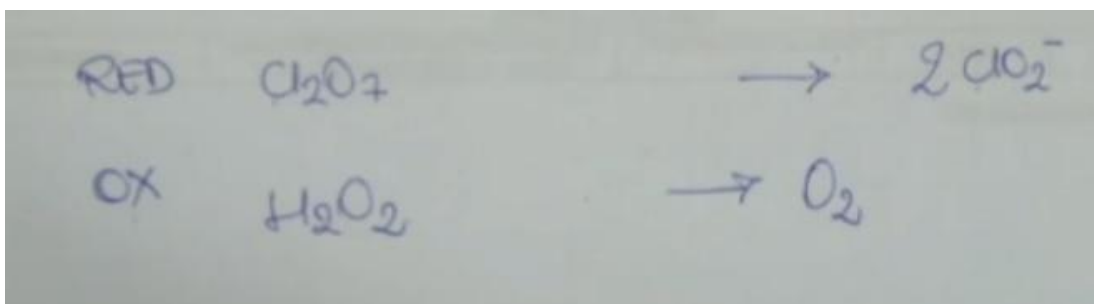


3) Analizziamo singolarmente le due semireazioni:



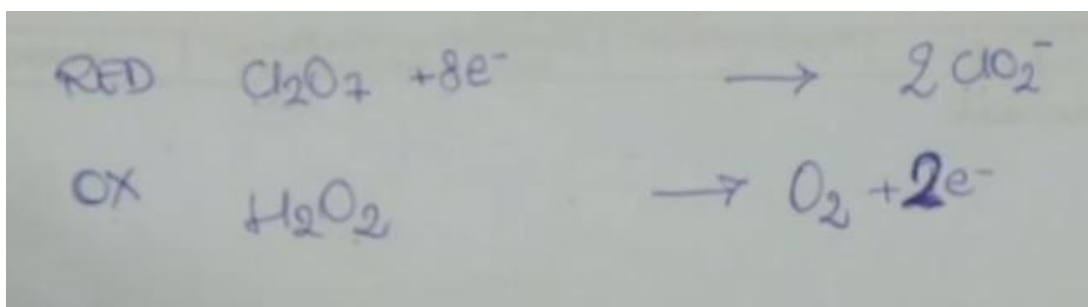
3.1) Bilanciare gli elementi coinvolti nella redox:

- Cl: non è bilanciato; ha 2 Cl nei reagenti ed 1 solo nei prodotti. Affinchè sia bilanciato occorrerà moltiplicare per due i miei prodotti
- O: è bilanciato



3.2) Identificare il numero di elettroni coinvolti:

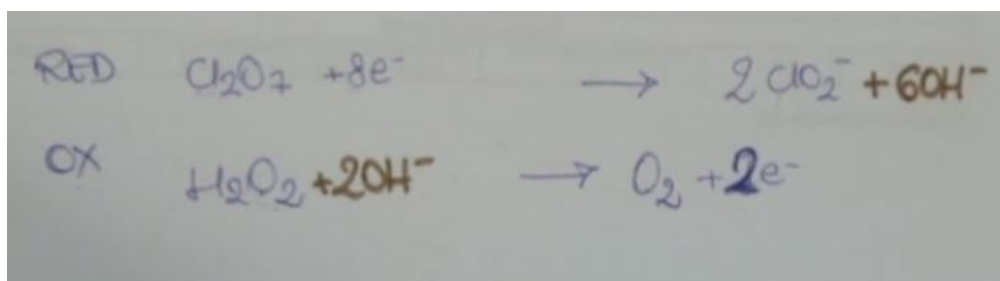
- Cl: il passaggio da n.o. +7 a +3 coinvolge 4 elettroni, ma, avendo 2 atomi di Cl, gli elettroni coinvolti saranno +8;
- O: da n.o. -1 a 0 è stato perso 1 elettrone, ma essendo 2 gli atomi, gli elettroni coinvolti saranno +2.



3.3) Controllare se le cariche sono bilanciate:

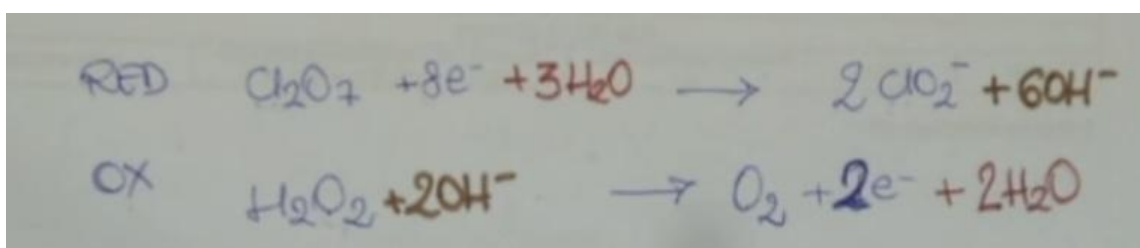
Essendo in ambiente basico, andremo a bilanciare utilizzando ioni OH^- .

- Red: tra i reagenti ho 8 elettroni mentre nei prodotti 2, di conseguenza dovrò aggiungere ai prodotti 6 cariche negative per bilanciare;
- Ox: tra i reagenti non ho cariche negative mentre tra i prodotti ne ho 2 perciò per bilanciare aggiungerò 2 OH^- ai reagenti.



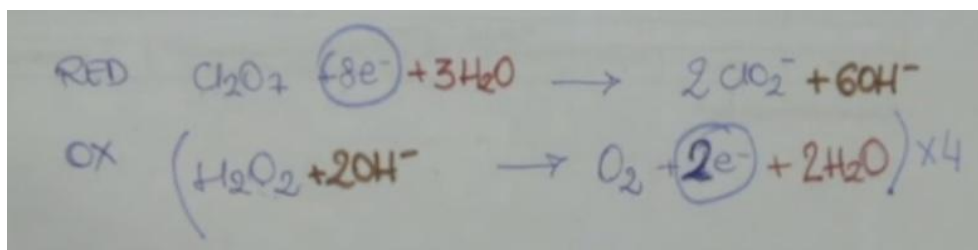
3.4) Bilanciare la massa con H₂O:

- Red: ho 7 ossigeni tra i reagenti e 10 O e 6 H tra i prodotti, di conseguenza per bilanciare dovrò aggiungere ai reagenti 3 molecole di H₂O.
- Ox: ho 4 H e 2 O tra i reagenti, nessun H e 1 O tra i prodotti; dovrò quindi aggiungere 2 molecole d'acqua ai prodotti.



4) Normalizzare il numero di elettroni:

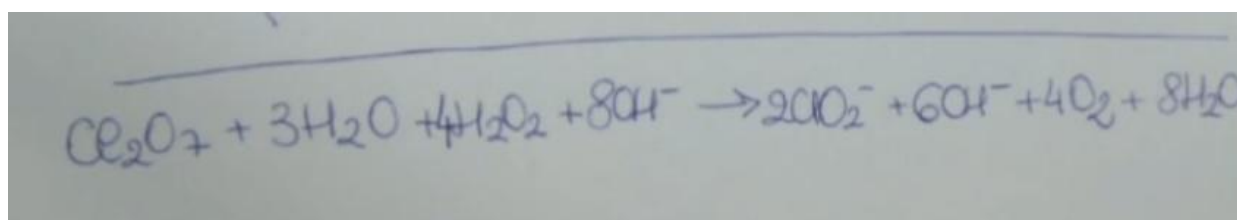
Il minimo comune multiplo tra 8 (n° di e⁻ nella semireazione di riduzione) e 2 (n° di e⁻ nella semireazione di ossidazione) è 4. Moltiplicando la semireazione di ossidazione per l'mcm avremo lo stesso numero di elettroni nelle due semireazioni.



5) Sommare reagenti e prodotti:

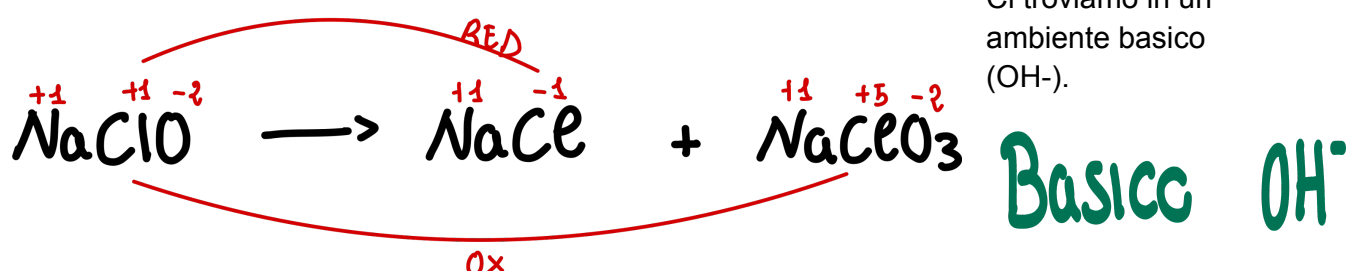
Gli elettroni sono stati semplificati tra loro.

La nostra reazione bilanciata sarà quindi:



REAZIONE DI DISMUTAZIONE/DISPROPORZIONE

Sono delle reazioni in cui il reagente subisce sia l'ossidazione, sia la riduzione e ne è il caso dell'ipoclorito di sodio che si trasforma in cloruro di sodio (NaCl) + clorato di sodio (NaClO₃).

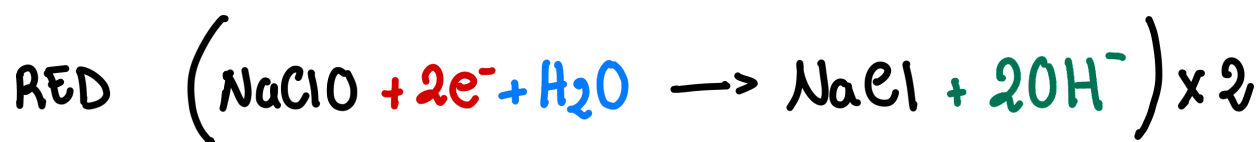


Il sodio è sempre +1, l'ossigeno è -2 in tutte queste specie mentre il cloro, nell'ipoclorito di sodio assume valore +1 (per far sì che la molecola sia neutra), mentre nel cloruro di sodio assume valore -1 e nel clorato di sodio assume valore +5.

Quando il cloro passa da numero di ossidazione +1 a numero di ossidazione -1, abbiamo la riduzione; mentre quando passa da +1 a +5 abbiamo l'ossidazione.

È sempre lo stesso cloro che interviene in entrambe le semi reazioni.

Quindi scriviamo le due semireazioni:



Il cloro a livello di elemento è bilanciato.

Per quanto riguarda il numero di **elettroni** coinvolti:

- Red: ne abbiamo due (2e⁻)
- Ox: ne vengono ceduti quattro (+4 e⁻)

A questo punto dato che ci troviamo in un **ambiente basico**, dobbiamo usare gli OH⁻ per bilanciare la carica.

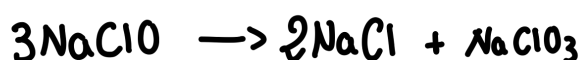
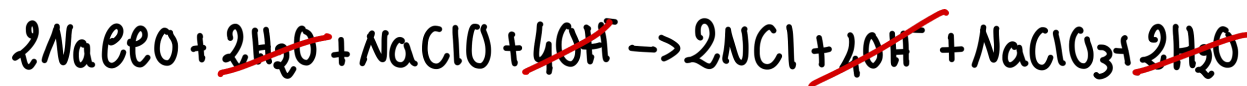
- Red: i prodotti sono neutri, mentre abbiamo due cariche negative tra i prodotti quindi bisogna aggiungere due cariche negative tra i prodotti (2OH⁻).
- Ox: in questo caso abbiamo quattro cariche negative tra i prodotti quindi andiamo ad aggiungere 4 cariche negative tra i reagenti (4OH⁻).

Non ci resta che bilanciare il tutto con le **molecole di acqua**.

- Red: dato che tra i prodotti abbiamo 2 atomi di idrogeno e due di ossigeno, basterà aggiungere ai reagenti una molecola di **H₂O**, per far sì che risulti bilanciato.
- Ox: dato che tra i reagenti abbiamo 4 atomi di idrogeno e 5 di ossigeno, dobbiamo aggiungere tra i prodotti **2H₂O**.

Infine bisogna normalizzare gli elettroni andando a fare il minimo comune multiplo tra 2 e 4, cioè 4. Andiamo a moltiplicare Red x 2, in modo tale da poter eliminare gli elettroni.

Concludiamo con:

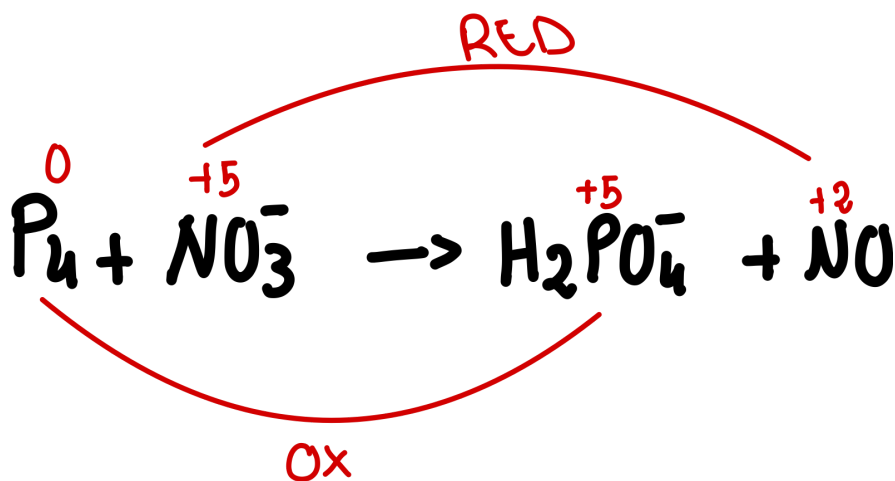


La reazione così è bilanciata, per la carica, per la massa, e per il trasferimento di elettroni.

Esercizio 4:

Ci troviamo in un ambiente acido (H⁺)

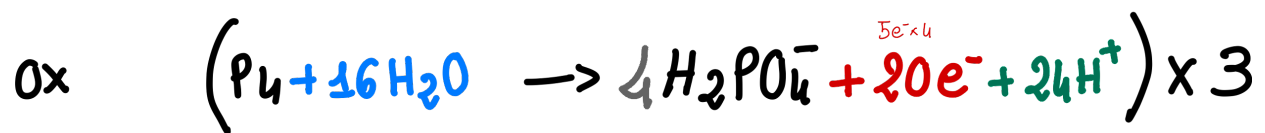
Abbiamo il Fosforo (P₄), che reagisce con il nitrato (NO₃⁻), per dare (H₂PO₄⁻) + monossido di Azoto (NO).



Il Fosforo nel suo stato elementare ha numero di ossidazione 0, mentre l'Azoto prende +5 (3x-2) come numero di ossidazione.

Tra i prodotti abbiamo il Fosforo con numero di ossidazione +5, mentre +2 l'Azoto essendo l'ossigeno -2.

Dunque abbiamo il Fosforo che passa da 0 a +5, quindi aumenta il numero di ossidazione; e l'Azoto che va da +5 a +2 quindi abbiamo la riduzione.



- Red: Abbiamo un azoto tra i reagenti ed uno tra i prodotti quindi è bilanciato
- Ox: abbiamo P₄ nei reagenti e P nei prodotti, quindi dobbiamo moltiplicare per 4.

A questo punto andiamo ad inserire il numero di elettroni:

- Red: nel passaggio da +5 a +2 sono 3 gli elettroni acquistati dall' azoto (3e⁻) per ridursi.
- Ox: nel passaggio da 0 a +5, sono 5 gli elettroni liberati dal fosforo (5e⁻) x 4 (quattro atomi di fosforo coinvolti nella reazione) = 20e⁻

Siamo in ambiente acido, quindi possiamo andare a bilanciare la carica aggiungendo ioni H⁺.

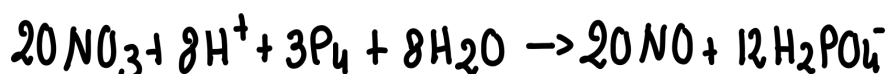
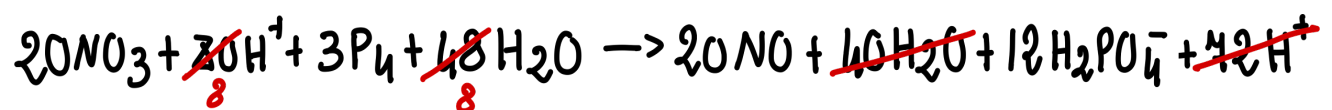
- Red: abbiamo 4 cariche negative tra i reagenti mentre il prodotto è neutro dunque per neutralizzare le cariche negative bisogna aggiungere 4H⁺ tra i reagenti.
- Ox: abbiamo 24 cariche negative tra i prodotti mentre il reagente è neutro, dunque per neutralizzare le cariche negative bisogna aggiungere 24H⁺ tra i prodotti.

Ora andiamo a bilanciare gli idrogeni e gli ossigeni:

- Red: tra i reagenti abbiamo 3 atomi di ossigeno e 4 di idrogeno quindi dobbiamo aggiungere 2H₂O tra i prodotti.
- Ox: tra i prodotti abbiamo 32 atomi di idrogeno e 16 di ossigeno quindi per bilanciare il tutto dobbiamo aggiungere 16H₂O ai reagenti.

Dopo aver bilanciato sia la massa che la carica, bisogna normalizzare gli elettroni andando a fare il minimo comune multiplo tra 20 e 3 che è 60; dunque bisogna moltiplicare x 3 la reazione di ossidazione e x 20 la reazione di riduzione.

Otteniamo:

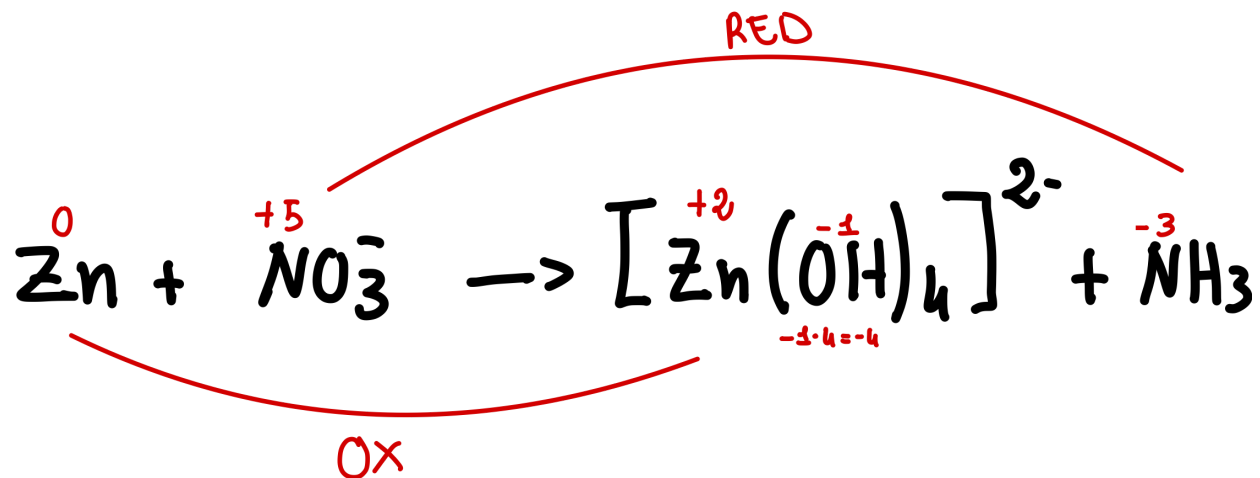


La reazione così è bilanciata per la carica, per la massa e per il trasferimento di elettroni.

Esercizio 5:

Ci troviamo in un ambiente basico (OH⁻)

Abbiamo lo Zinco (Zn) che reagisce con NO₃⁻, per dare [Zn(OH)₄]²⁻ + NH₃



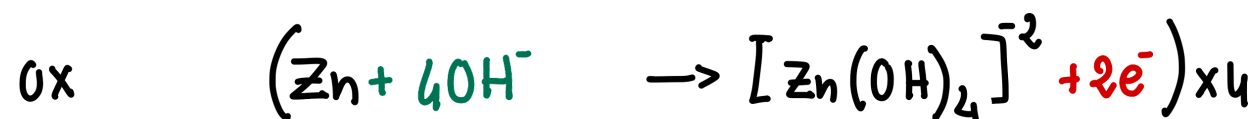
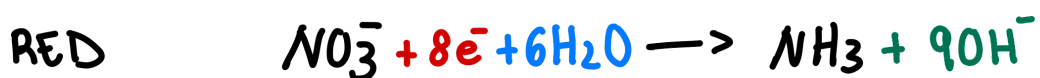
Lo Zinco nella sua forma metallica ha numero di ossidazione pari a 0, mentre nel nitrato, l'azoto ha numero di ossidazione +5 poiché (3x-2)=-6+5=-1.

Tra i prodotti abbiamo l'anione OH che ha numero di ossidazione -1, moltiplicandolo x 4 otteniamo che lo Zinco per far sì che lo ione abbia una carica totale -2 lo Zinco deve assumere come numero di ossidazione +2 poiché (-4 +2)=-2.

In NH₃ l'idrogeno ha come numero di ossidazione +1(x3)= +3, quindi l'Azoto avrà come numero di ossidazione -3.

Lo Zinco passa da 0 a +2 quindi si ossida.

L'Azoto passa da +5 a -3 quindi si riduce.



Azoto e Zinco sono entrambi bilanciati.

Andiamo a vedere il trasferimento di elettroni:

- Red: per passare da +5 a -3, l'azoto deve acquistare **+8e⁻**
- Ox: per passare da 0 a +2 lo zinco perde due elettroni **+2e⁻**

Adesso andiamo a bilanciare la carica con gli OH^- (soluzione basica):

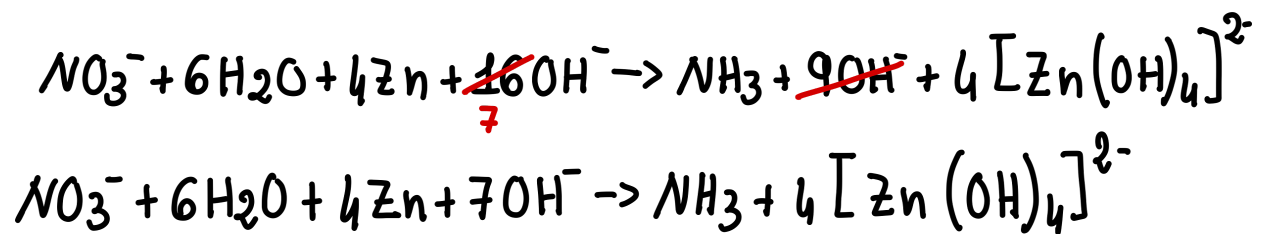
- Red: abbiamo 9 cariche negative tra i reagenti quindi dobbiamo aggiungere 9OH^- tra i prodotti, per bilanciare la carica.
- Ox: abbiamo 4 cariche negative tra i prodotti quindi bisogna aggiungere 4OH^- tra i reagenti per bilanciare la carica.

Andiamo a bilanciare la massa con delle molecole di H_2O :

- Red: dato che tra i prodotti abbiamo 12 atomi di idrogeno e 9 di Ossigeno, dobbiamo aggiungere tra i reagenti $6\text{H}_2\text{O}$.
- Ox: non dobbiamo aggiungere acqua poiché abbiamo 4OH^- tra i reagenti e sono anche 4 gli OH che abbiamo nei prodotti quindi risulta bilanciata.

Dopo aver bilanciato sia la massa che la carica, bisogna normalizzare gli elettroni andando a fare il minimo comune multiplo tra 8 e 2 che risultando 8 dobbiamo andare a moltiplicare la reazione di ossidazione per 4.

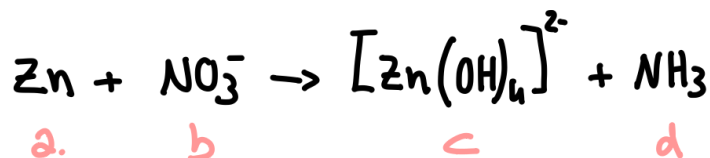
Otteniamo così:



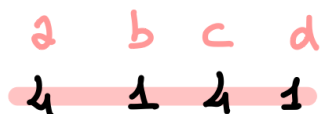
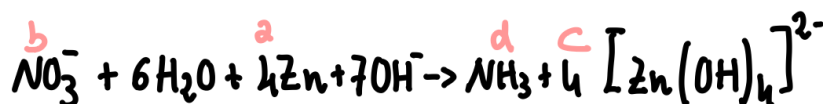
La reazione è bilanciata.

DOMANDA D'ESAME

Data una reazione da bilanciare, in ambiente basico, quali sono i coefficienti stechiometrici a, B, c, d della reazione bilanciata?



reazione bilanciata:



risposta esatta

↓
coefficienti
stechiometrici

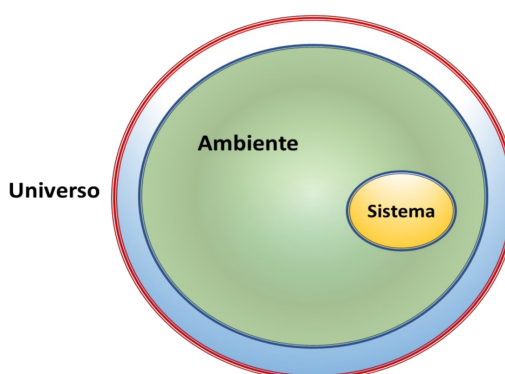
CENNI DI TERMODINAMICA

SISTEMA TERMODINAMICO

La termochimica studia i trasferimenti di energia e di materia dal sistema (processo chimico o fisico) all'ambiente.

Definizioni dei confini materiali entro i quali il processo ha luogo, per separare precisamente l'esterno e l'interno:

1. **SISTEMA** → ambiente dove avviene la reazione chimica o fisica che sto studiando (es. bacher) → parte dell'universo che si sceglie di studiare;
2. **AMBIENTE** → tutto ciò che si trova all'esterno della reazione e sistema che sto studiando (es. laboratorio) → parte dell'universo esterna al sistema;
3. **UNIVERSO** → insieme di sistema e ambiente; tutto ciò che comprende sistema e tutto ciò che lo circonda



La termodinamica ha come obiettivo lo studio delle interazioni sistema - ambiente in termini di scambio di materiale ed energia.

Tipi di sistema:

1. **Aperto** → può scambiare con l'ambiente calore, lavoro e materia (es. bottiglia → energia sotto forma di calore e materia sotto forma di vapore acqueo, o comunque forma gassosa);
2. **Chiuso** → può scambiare sia calore sia lavoro con l'ambiente, ma non può scambiare materia
3. **Isolato** → sistema termodinamico che non scambia né energia né materia - non possono né entrare né uscire calore, lavoro e materia.

L'universo è un sistema isolato → al suo interno materia ed energia sono conservate, ma durante il processo possono essere scambiate tra il sistema e l'ambiente.

