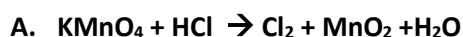
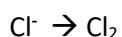
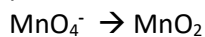


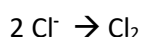
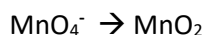
Bilanciare le seguenti reazioni redox:



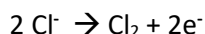
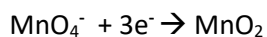
1. Assegnare i numeri di ossidazione ai singoli atomi; nell'ordine: +1, +7, -2, +1, -1, 0, +4, -2, +1 e -2.
2. Identificare gli elementi che cambiano il loro numero di ossidazione e scrivere le due semi-reazioni; inserire esclusivamente gli elementi che si ossidano o riducono e l'ossigeno eventualmente presente nella molecola in cui questi (gli elementi) si trovano.



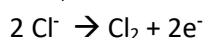
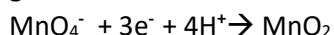
3. Bilanciare nelle semi-reazioni le masse dei soli elementi che si ossidano o riducono.



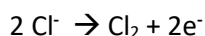
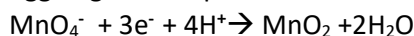
4. Aggiungere il numero di elettroni necessario per bilanciare il cambiamento del numero di ossidazione del singolo elemento, tenendo conto delle masse.



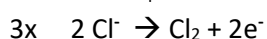
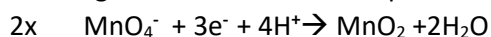
5. Bilanciare le cariche tenendo conto dell'ambiente in cui si svolge la reazione. Se è acido si utilizzano gli H^+



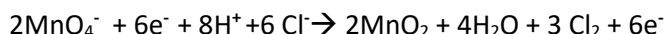
6. Aggiungere H_2O per bilanciare O e H nella reazione.



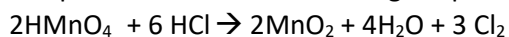
7. Trovare il m.c.m. tra il numero di elettroni coinvolti nella riduzione e nell'ossidazione; moltiplicare di conseguenza la semi-reazione per il coefficiente numerico opportuno.



8. Sommare le due semi-reazioni ottenute:



9. Semplificare eventuali termini uguali presenti e ripristinare la forma iniziale delle molecole.



Il bilanciamento della presente reazione è identico al caso precedente fino al punto 4.

Avendo però, in questo caso, un ambiente basico - determinato dalla presenza dell'idrossido di potassio, il bilanciamento delle cariche avviene per aggiunta di OH^- . Si riporta di seguito il bilanciamento delle cariche e l'aggiunta di H_2O nello stesso passaggio.

