



Équilibrer une réaction d'oxydo-réduction

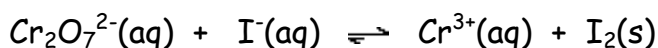
Exemple de la seconde méthode

Équilibrer la réaction entre des solutions aqueuses de dichromate de potassium et d'iodure de potassium en présence de sulfate d'hydrogène; il se formera du diiode et des ions Cr^{3+} .

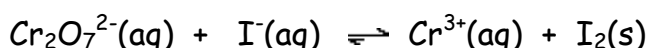
1. Écrire les formules des particules en présence



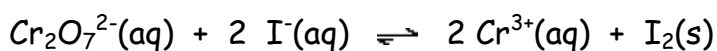
2. Repérer les systèmes redox impliqués dans la réaction et écrire une équation faisant apparaître uniquement les partenaires redox



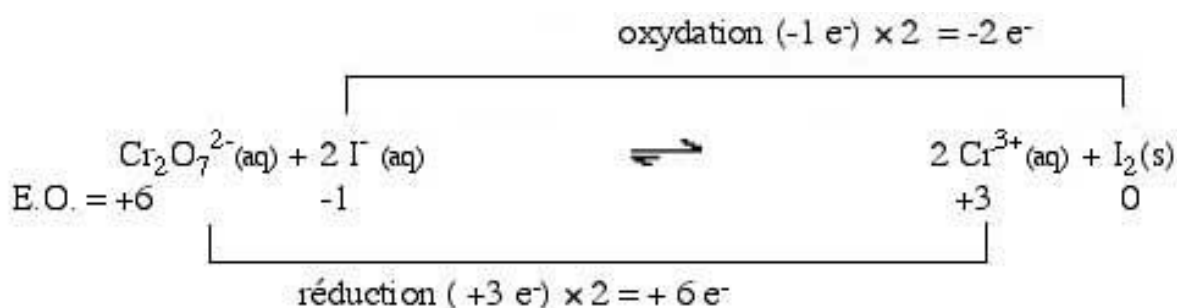
3. Déterminer les états d'oxydation des atomes intervenant dans la réaction



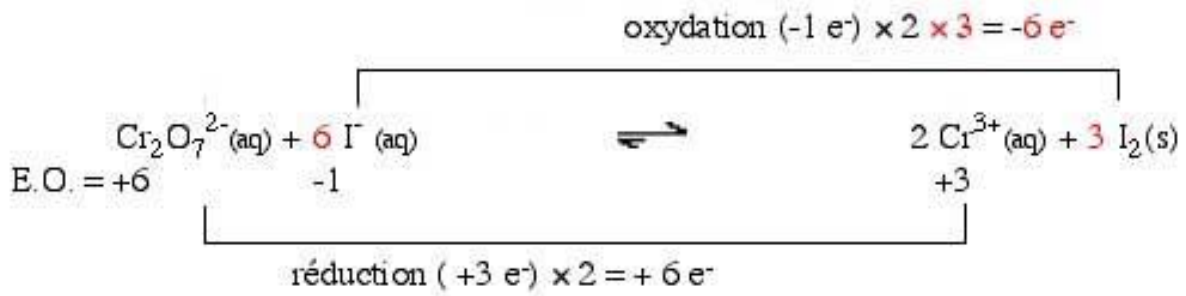
puis équilibrer le nombre d'atomes qui changent d'E.O.



4. Indiquer le nombre d'électrons échangés dans chacun des deux systèmes en reliant les deux partenaires de chacun des couples par une ligne



5. **Équilibrer le nombre d'électrons échangés** en adaptant les coefficients stoechiométriques



6. **Équilibrer les charges électriques** en ajoutant dans l'un ou l'autre membre soit des ions $\text{H}^+(\text{aq})$ si la réaction a lieu en milieu acide, soit des ions $\text{OH}^-(\text{aq})$ si elle a lieu en milieu basique, et ajouter dans l'autre membre des molécules d' H_2O pour équilibrer les atomes O et H.

Dans cet exemple, il y a 8 charges négatives à gauche et 6 charges positives à droite, il faut donc ajouter 14 ions $\text{H}^+(\text{aq})$ à gauche. À droite, on complète l'équation par l'addition de 7 molécules d' H_2O .

