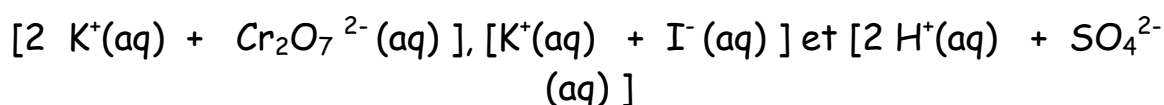


Équilibrer une réaction d'oxydo-réduction

Exemple de la première méthode

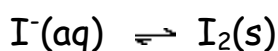
Équilibrer la réaction entre des solutions aqueuses de dichromate de potassium et d'iodure de potassium en présence de sulfate d'hydrogène; il se formera du diiode et des ions Cr^{3+} .

1. Formules des ions en présence:

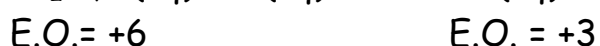
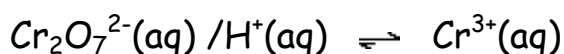


2. Indication des E.O. et séparation de l'oxydation et de la réduction:

oxydation:

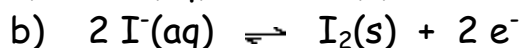
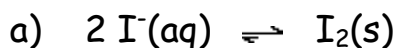


réduction:



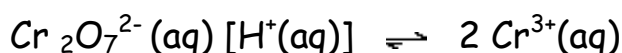
3. Équilibrage des deux demi-réactions:

oxydation:

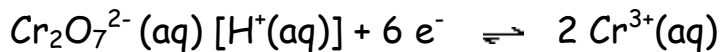


réduction:

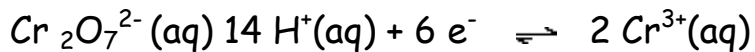
a) atomes qui changent d' E.O. : 2 Cr à gauche, donc 2 Cr à droite



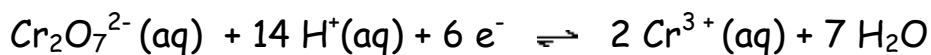
b) électrons échangés : chacun des 2 Cr prend 3 e⁻



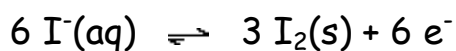
c) charges : à gauche 8 charges -, à droite 6 charges +; il faut donc ajouter 14 H⁺ à gauche



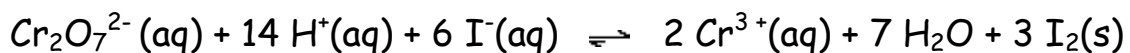
d) molécules d'H₂O : à gauche 7 atomes O et 14 atomes H, il faut donc ajouter 7 H₂O à droite



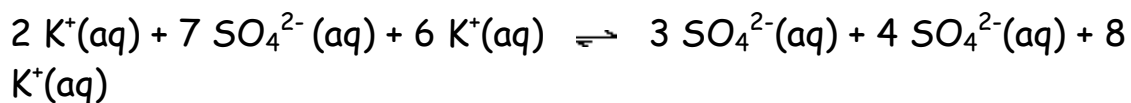
4. Puisque la demi réaction de réduction consomme 6 e⁻, il faut **multiplier la demi-réaction d'oxydation** par 3 avant de la combiner à la réduction :



5. La **réaction globale** peut donc s'écrire sous forme ionique :



6. **Ajoutons** les mêmes ions spectateurs à gauche et à droite :



L'**équation moléculaire finale** est :

