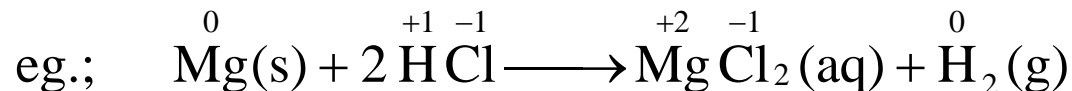


Les réactions d'oxydoréduction et l'électrochimie

Les réactions d'oxydoréduction

- l'électrochimie est la branche de la chimie qui étudie l'interconversion entre l'énergie électrique et l'énergie chimique
- un processus électrochimique est une réaction d'oxydoréduction où soit
 - l'énergie libérée par une réaction spontanée est convertie en électricité
 - l'énergie électrique est utilisée pour déclencher une réaction non-spontanée
- une réaction d'oxydoréduction implique le transfert d'électrons d'une substance à une autre



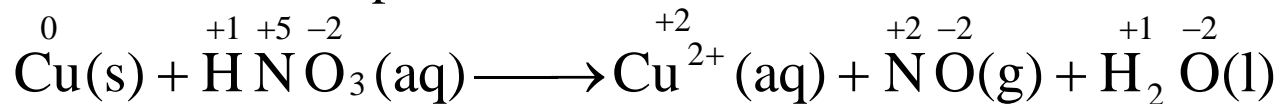
- Mg est oxydé (perte d'électrons)
- H est réduit (gain d'électrons)

L'équilibrage des équations d'oxydoréduction

- pour une réaction d'oxydoréduction, il est souvent très difficile de balancer l'équation chimique
- des méthodes systématiques existent pour balancer des réactions d'oxydoréduction complexes
- dans la méthode ions-électrons:
 - la réaction globale est divisée en deux demi-réactions (une oxydation et une réduction)
 - chaque demi-réaction est équilibrée
 - les deux demi-réactions équilibrées sont additionnées ensemble pour donner l'équation globale équilibrée

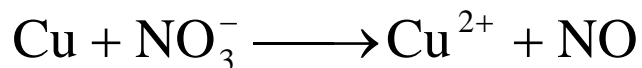
La méthode ions-électrons

- prenons comme exemple la réaction



en milieu acide. D'après les états d'oxydation, le Cu est oxydé et le N est réduit

- étape (1): écrire l'équation non-équilibrée de la réaction sous forme ionique

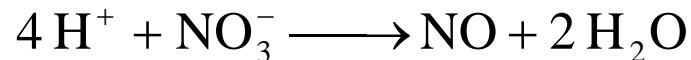


- étape (2): séparer l'équation en deux demi-réactions



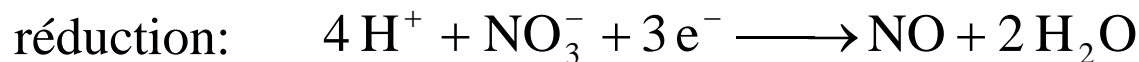
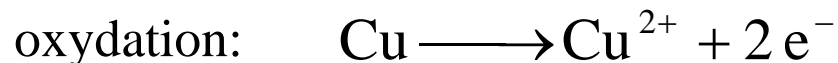
La méthode ions-électrons

- étape (3): équilibrer le nombre d'atomes autres que O et H dans chacune des demi-réactions
 - ceci est déjà le cas, donc on a rien à faire
- étape (4): dans le cas des réactions en milieu acide, ajouter H₂O pour équilibrer le nombre d'atomes O et ajouter H⁺ pour équilibrer le nombre d'atomes H
 - on a rien à faire pour l'oxydation
 - pour la réduction

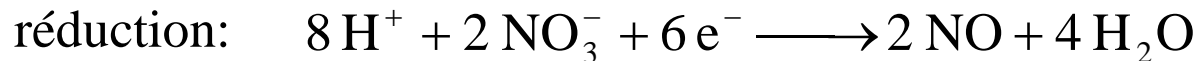
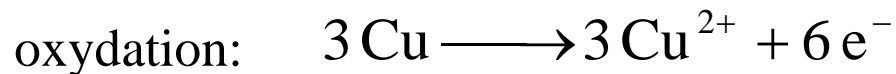


La méthode ions-électrons

- étape (5a): ajouter des électrons à un côté de chaque demi-réaction pour équilibrer les charges

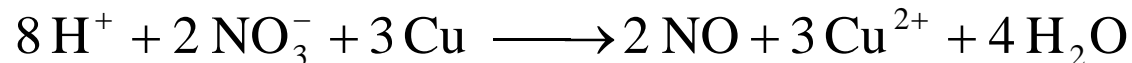
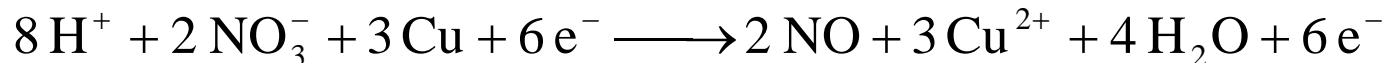


- étape (5b): au besoin, égaliser le nombre d'électrons dans les deux demi-réactions en multipliant une ou les deux demi-réactions par des coefficients appropriés



La méthode ions-électrons

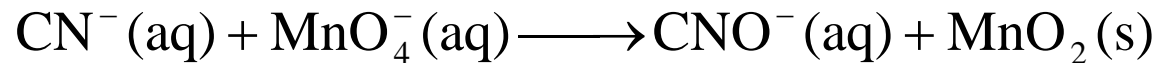
- étape (6): additionner les deux demi-réactions et équilibrer l'équation finale par simplification (les électrons des deux côtés doivent s'éliminer)



- étape (7): vérifier que la charge et le nombre d'atomes de chaque élément sont balancés

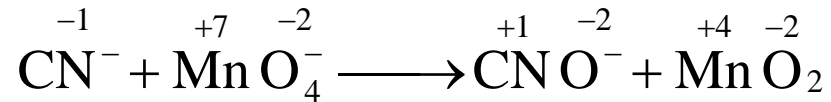
La méthode ions-électrons

- lorsque la réaction se produit dans un milieu basique, étape (4) est modifiée de la façon suivante:
 - pour chaque H^+ , ajouter un OH^- de chaque côté
 - lorsqu'il y a des H^+ et OH^- sur le même côté, combiner ces deux ions pour produire le H_2O
- eg.; équilibrez l'équation d'oxydoréduction



en solution basique

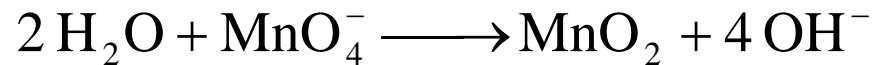
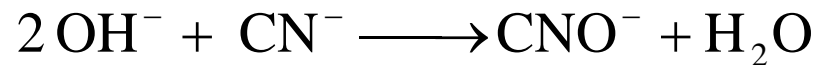
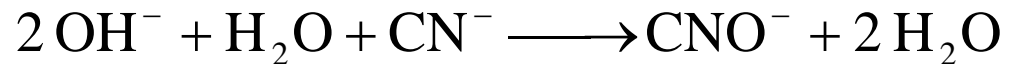
La méthode ions-électrons



- étape (1): $\text{CN}^- + \text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{CNO}^- + \text{MnO}_2$
- étape (2):
 - oxydation: $\text{CN}^- \longrightarrow \text{CNO}^-$
 - réduction: $\text{MnO}_4^- \longrightarrow \text{MnO}_2$
- étape (3): pas nécessaire

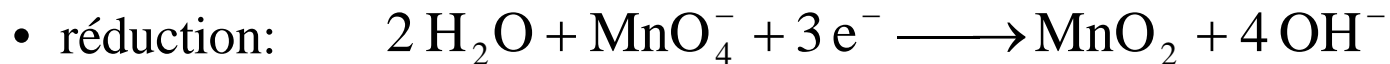
La méthode ions-électrons

- étape (4):



La méthode ions-électrons

- étape (5a):

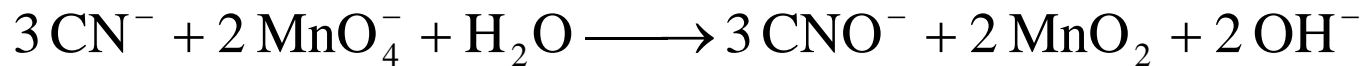
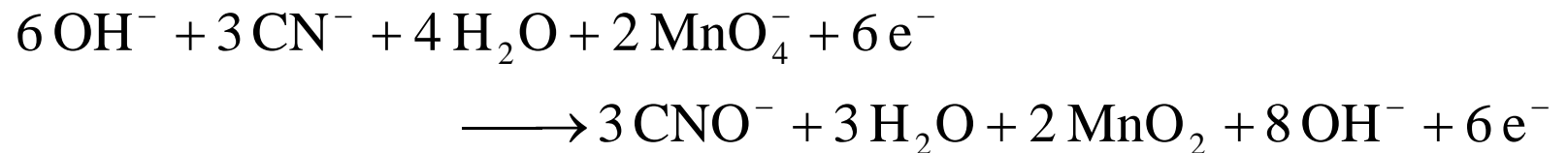


- étape (5b):



La méthode ions-électrons

- étape (6):



- étape (7): la charge est équilibrée ainsi que les atomes de chaque élément (O, H, C, N, Mn)

La méthode ions-électrons

- Equilibrez la réaction suivante en milieu basique:

