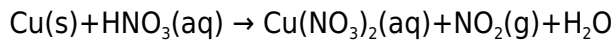


# Comment équilibrer des réactions redox complexes

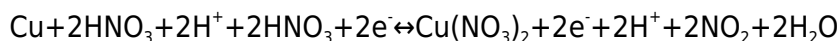
- Sources :
  - Chemistry Stackexchange : [How to balance more complex redox reactions?](#)
  - contribution de A.-C. N., étudiante AESS 2018-2019

## Équation redox compliquée non équilibrée:

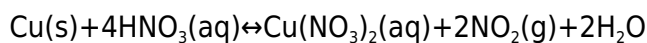


### Procédure à suivre:

- écrire les 2 demi-réactions:
  1. Réaction d'oxydation:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{e}^-$
  2. Réaction de réduction:  $\text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$
- équilibrer les atomes de chaque réaction à l'exception d'O et H en utilisant les réactifs et les produits de départ
  1.  $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{e}^-$
  2.  $\text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$
- équilibrer les charges: en milieu acide, on ajoute  $\text{H}^+$ 
  1.  $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{e}^- + 2\text{H}^+$
  2.  $\text{H}^+ + \text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2$
- équilibrer les atomes d'O en ajoutant  $\text{H}_2\text{O}$ 
  1.  $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+$
  2.  $\text{H}^+ + \text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- égaliser le nombre d'électrons perdus ou reçus
  1.  $\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{e}^- + 2\text{H}^+$
  2.  $\text{H}^+ + \text{HNO}_3 + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \times 2$
- additionner les 2 demi-réactions



- simplification et réaction finale



From: <https://dvillers.umons.ac.be/wiki/> - Didier Villers, UMONS - wiki

Permanent link: [https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:exos\\_comment\\_equilibrer\\_des\\_redox\\_complexes](https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:exos_comment_equilibrer_des_redox_complexes)

Last update: 2019/09/17 14:45

