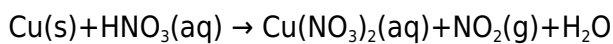


Comment équilibrer des réactions redox complexes

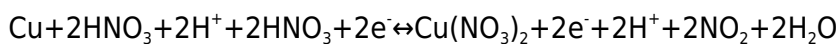
- Sources :
 - Chemistry Stackexchange : [How to balance more complex redox reactions?](#)
 - contribution de A.-C. N., étudiante AESS 2018-2019

Équation redox compliquée non équilibrée:

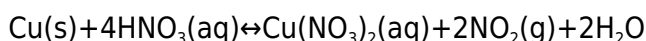


Procédure à suivre:

- 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 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 H_2O
 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?rev=1568724320

Last update: 2019/09/17 14:45

