


Se tester sur l'oxydo-réduction

Définition d'un oxydant Un oxydant est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons e⁻ .	Définition d'un réducteur Un réducteur est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons e⁻ .
Couple oxydant / réducteur Si l'on peut passer de l'une à l'autre par perte ou gain d'électrons, deux espèces chimiques forment un couple oxydant / réducteur, noté Ox / Red ,. Ce sont des espèces conjuguées. On associe au couple la demi-équation redox : <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; width: fit-content; margin: 10px auto;"> $\text{Oxydant} + n e^{-} = \text{réducteur}$ </div>	Réduction : passage de Ox à Red (l'oxydant est réduit.) $\text{Ox} + n e^{-} \rightarrow \text{Red}$ Oxydation : passage de Red à Ox (réducteur est oxydé.) $\text{Red} \rightarrow \text{Ox} + n e^{-}$
Méthode pour écrire les demi-équations d'oxydoréduction <ul style="list-style-type: none"> • Écrire l'oxydant et le réducteur de part et d'autre du signe égal. • Assurer la conservation de l'élément autre que H et O en choisissant les nombres stœchiométriques adaptés. • Assurer la conservation de l'élément O avec des molécules d'eau H₂O. • Assurer la conservation de l'élément H avec des protons H⁺ • Assurer la conservation de la charge électrique avec des électrons e⁻. 	
Réaction d'oxydoréduction C'est le transfert d'au moins un électron du réducteur d'un couple vers l'oxydant d'un autre couple.	 Les électrons n'existent pas en solution aqueuse. Ils ne doivent donc pas apparaître dans une équation qui modélise une oxydoréduction.
Méthode pour écrire les équations d'oxydoréduction <ul style="list-style-type: none"> • Écrire les couples qui interviennent. • Écrire les demi-équations électroniques en écrivant à gauche les réactifs. • Multiplier les demi-équations par des nombre choisis pour que le nombre d'électrons dans chacune des demi-équations soit le même. • « Additionner » les demi-équations en tenant compte de ces nombres. 	

Pour s'entraîner...

On donne les couples redox suivants :

H ⁺ _(aq) / H ₂ _(g)	
Al ³⁺ / Al _(s)	
MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺	
O ₂ _(g) / H ₂ O _(l)	
O ₂ _(g) / H ₂ O ₂ _(l)	
NO ₃ ⁻ _(aq) / NO _(g)	

1. Écrire les demi-équations redox relatives à chacun de ces couples :

2. On verse une solution aqueuse d'ions permanganate MnO₄⁻ (violet) sur une solution aqueuse d'eau oxygénée (incolore). Écrire l'équation de la réaction. Expliquer la décoloration observée.

3. Les ions fer II réagissent avec les ions nitrate NO₃⁻_(aq) contenus dans un engrais : écrire l'équation de la réaction.