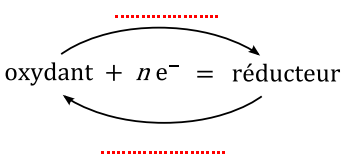





Quelques révisions au sujet de l'oxydo-réduction

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 Deux espèces chimiques forment un couple oxydant / réducteur, noté Ox / Red , si l'on peut passer de l'une à l'autre par perte ou gain d'électrons, Ce sont des espèces chimiques conjuguées. On associe au couple la demi-équation électronique : $\text{Oxydant} + n e^- = \text{réducteur}$	
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. 	

Activité d'entrainement :

	Réaction des ions cuivre Cu ²⁺ avec le métal zinc Zn	Réaction des ions permanganate avec les ions fer II.
Solutions ou espèces chimiques mélangées	Solution de sulfate de cuivre (Cu ²⁺ , SO ₄ ²⁻). Plaque de zinc.	Solution de permanganate de potassium (K ⁺ , MnO ₄ ⁻) Solution de sulfate de fer (Fe ²⁺ , SO ₄ ²⁻).
Couples en jeu	Cu ²⁺ / Cu Zn ²⁺ / Zn	MnO ₄ ⁻ / Mn ²⁺ Fe ³⁺ / Fe ²⁺
Demi-équations	<ul style="list-style-type: none"> 	<ul style="list-style-type: none">
Équation de la réaction		
	Oxydant : Réducteur :	Oxydant : Réducteur :

	Réaction des ions iodure avec le peroxyde d'hydrogène en milieu acide	Réaction des ions thiosulfate avec l'acide chlorhydrique
Solutions mélangées	Solution d'iodure de potassium (K ⁺ , I ⁻) Solution de peroxyde d'hydrogène H ₂ O ₂ (eau oxygénée)	Solution de thiosulfate de sodium (2Na ⁺ , S ₂ O ₃ ²⁻) Solution d'acide chlorhydrique
Couples en jeu	I ₂ / I ⁻ H ₂ O ₂ / H ₂ O	S ₂ O ₃ ²⁻ / S SO ₂ / S ₂ O ₃ ²⁻
Demi-équations	<ul style="list-style-type: none"> 	<ul style="list-style-type: none">
Équation de la réaction		
	Oxydant : Réducteur :	Oxydant : Réducteur :

Remarque En solution les ions H⁺ n'existent pas. Ils s'associent aux molécules d'eau pour former les ions oxonium H₃O⁺.



Quelques révisions au sujet de l'avancement

L'avancement

L'avancement est un concept utilisé par le chimiste pour connaître la composition du système chimique au cours de la transformation. C'est une grandeur variable, notée x , qui permet de déterminer les quantités de matière de réactifs transformés et de produits formés.

Les propriétés suivantes permettent de définir l'avancement :

- L'avancement possède une unité : la mole. On dit par exemple que la réaction a avancé de 0,10 mol.
- Dans l'état initial du système chimique, $x = 0$.
- Plus l'avancement est grand, plus la quantité de réactifs transformée est grande. L'avancement prend sa valeur maximale (on la note x_{\max}) dès qu'un des réactifs est épuisé.
- Si un produit de la réaction est tel que, dans l'équation de la réaction, son nombre stœchiométrique vaut 1, l'avancement est, à tout moment, égal à la quantité de matière de ce produit.

Pour remplir un tableau d'avancement

- 1- Écrire (et équilibrer) l'équation support de la transformation chimique.
- 2- Déterminer les quantités de matière de réactifs (éventuellement de produit(s)) présents dans l'état initial.
- 3- Dresser le tableau d'avancement : il décrit en général 3 états,

- L'état initial : on complète avec les quantités de matière présentes, calculées ou données dans l'énoncé.
- L'état intermédiaire : il traduit la consommation des réactifs et la formation des produits (les quantités augmentent) ; on doit tenir compte des nombres stœchiométriques.
- L'état final : il indique les quantités lorsque l'un des réactifs au moins est épuisé (avancement maximal).

		A + B → C + D			
		Avancement	quantités de matière (mol)		
État initial	$x = 0$				
Pendant la réaction	x				
État final	$x = x_{\max}$				

- 4- Déterminer le(s) réactif(s) limitant(s) et en déduire l'avancement maximal de la réaction, qui correspond à la valeur pour laquelle la quantité de l'un des réactifs (au moins) devient nulle.

Pour cela, sauf si la réponse est évidente (cas de deux nombres stœchiométriques égaux à 1 ou cas d'une quantité très supérieure à l'autre), on formule 2 hypothèses :

Hypothèse 1 : si le réactif 1 est limitant, il n'en reste plus, on calcule alors $x_{1\max}$.

Hypothèse 2 : si le réactif 2 est limitant, il n'en reste plus, on calcule alors $x_{2\max}$.

L'avancement maximal est la plus petite valeur de x_{\max} .

- 5- On complète alors l'état final : en calculant la quantité de matière des réactifs et/ou des produits en fonction de la valeur de x_{\max}