

Leçon 15. L'écriture et l'équilibrage des équations chimiques



I. Définition de l'équation chimique

Une équation chimique est un écrit symbolique qui modélise la transformation de molécules et d'atomes lors d'une réaction chimique. Dans une équation, les substances qui sont présentes avant le changement apparaissent à gauche de la flèche et sont appelées les « réactifs ». Les substances obtenues après le changement apparaissent à droite de la flèche et sont appelées « produits ». Les réactifs et les produits sont séparés par la notation du signe :

- \rightarrow : indique que la réaction est irréversible ;
- \rightleftharpoons : indique que la réaction est réversible, c'est-à-dire qu'elle s'effectue dans les deux sens.

Exemple : $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Une équation chimique est essentiellement un rapport entre ce qui réagit et ce qui se forme. Ceci implique que les coefficients stœchiométriques placés devant les formules chimiques peuvent être multipliés ou divisés par n'importe quel facteur sans pour autant changer la signification de l'équation chimique.

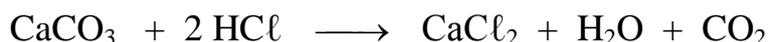
Les coefficients stœchiométriques peuvent être interprétés en termes de molécule, de mole, de masse ou de volume.

Exemple : Dans la réaction

	Mg(s)	+ 2 HCl(aq)	\longrightarrow MgCl ₂ (aq)	+ H ₂ (g)
Mole de molécules	1	2	1	1
Mole d'atomes	1	4	3	2
Masse (g)	1×24 24	2×(35,5+1) 71	1×(24+71) 95	1×2 2
Volume dans les CNTP (L)	–	–	–	1×22,4
Nombre de molécules	1×6,02×10 ²³ 6,02×10 ²³	2×(6,02×10 ²³) 12,04×10 ²³	1×(6,02×10 ²³) 6,02×10 ²³	1×(6,02×10 ²³) 6,02×10 ²³
Nombre d'atomes	1×6,02×10 ²³ 6,02×10 ²³	4×(6,02×10 ²³) 24,08×10 ²³	3×(6,02×10 ²³) 18,06×10 ²³	2×(6,02×10 ²³) 12,04×10 ²³

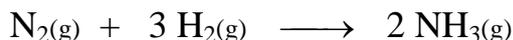
II. Règle d'écriture et d'équilibrage des équations chimiques

- 1) Identifier la réaction qui a lieu : déterminer quels sont les réactifs et les produits de la réaction.
- 2) Écrire l'équation non équilibrée qui résume les informations obtenues à l'étape 1.
- 3) Équilibrer l'équation par tâtonnement, en commençant par les molécules les plus complexes. Déterminer les coefficients nécessaires pour qu'il y ait, de chaque côté, le même nombre de chaque type d'atome. Ne pas modifier la nature (formule) des réactifs ou des produits, par exemple :



Remarque : Dans une équation-bilan équilibrée, le nombre d'atomes, le nombre de moles d'atomes et la masse des réactifs sont toujours égaux au nombre d'atomes, au nombre de moles d'atomes et la masse des produits ; par contre, le nombre de molécules, le nombre de moles moléculaires et le volume des réactifs et des produits peuvent être égaux ou non.

- 4) Souvent, dans l'équation, on donne encore l'indication de l'état de la matière en notant à droite de la formule, (s) pour solide, (l) pour liquide, (g) pour gaz ou (aq) pour dissous dans l'eau ou solution aqueuse, par exemple :



Toutes les substances de l'équation sont à l'état gazeux.



Dans cette équation, Mg est solide, HCl et MgCl₂ sont dissous dans l'eau, H₂ est un gaz.



Dans cette équation, Zn est solide, HNO₃ et Zn(NO₃)₂ sont dissous dans l'eau, H₂ est un gaz.



Le chauffage de Zn(NO₃)₂, solide, donne ZnO solide, tandis que NO₂ et O₂ sont des gaz.

III. Les équations à connaître

(1) métal + acide \longrightarrow sel + dihydrogène



Remarque :

- Certains métaux peuvent réagir avec des acides dilués et donnent du dihydrogène gazeux, par exemple : Li, Fe, K, Na, Sr, Ca, Mg, Zn, Cr, Ni, Sn, ...
- Certains métaux ne réagissent pas avec des acides dilués, tels que, Pb, Cu, Ag, Au, Pt.
- Certains métaux réagissent avec des acides oxydants, mais ne dégagent jamais du dihydrogène, par contre donnent des autres gaz.
Exemple : $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}_2$

(2) acide + sel des carbonates \longrightarrow nouveau sel + eau + gaz carbonique
Exemple : $2 \text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow 2 \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

ou acide + sel d'hydrogénocarbonate \longrightarrow nouveau sel + eau + gaz carbonique

Exemple : $\text{HCl} + \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

(3) acide + sel des sulfures \longrightarrow sel + gaz sulfure d'hydrogène
Exemple : $2 \text{HCl} + \text{FeS} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$

(4) composés carbonates $\xrightarrow{\Delta}$ oxyde + gaz dioxyde de carbone
Exemple : $\text{CaCO}_3(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

(5) composés hydrogénocarbonates $\xrightarrow{\Delta}$ composés carbonates + eau + gaz carbonique

Exemple : $2 \text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\Delta} \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$

(6) composés nitrate $\xrightarrow{\Delta}$ oxyde + gaz dioxyde d'azote + gaz dioxygène
Exemple : $2 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{s}) \xrightarrow{\Delta} 2 \text{ZnO}(\text{s}) + 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

(7) la combustion complète des hydrocarbures ou des composés organiques ne contenant que du carbone, d'hydrogène et d'oxygène donne de la vapeur d'eau et du gaz carbonique.

$(\text{C} + \text{H} + \text{O}) \xrightarrow{\text{combustion complète}} \text{vapeur d'eau} + \text{gaz carbonique}$

Exemple : $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \xrightarrow{\Delta} \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

(8) eau de chaux + dioxyde de carbone \longrightarrow calcaire + eau

Exemple : $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{CO}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

(9) acide + base \longrightarrow sel + eau

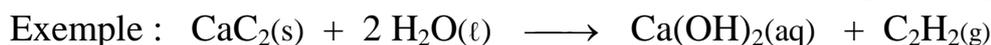
Exemple : $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq}) \longrightarrow \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

(10) certains métaux du groupe IA ou IIA + eau \longrightarrow base + dihydrogène

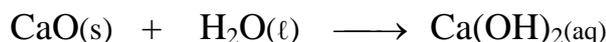
Exemple : $2 \text{Na}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow 2 \text{NaOH}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

$\text{Ca}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$

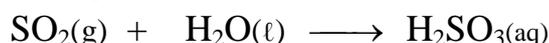
(11) carbure de calcium + eau \longrightarrow hydroxyde de calcium + gaz acétylène



(12) oxyde métallique + eau \longrightarrow base



(13) oxyde non métallique + eau \longrightarrow acide



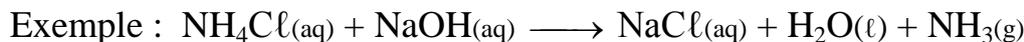
(14) hydrure des métaux + eau \longrightarrow hydroxyde + dihydrogène



(15) acide organique + alcool $\xrightleftharpoons{\text{ébullition}}$ ester + eau



(16) sel d'ammonium + base \longrightarrow nouveau sel + eau + ammoniac gazeux

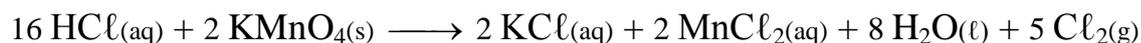


(17) Préparation de dioxygène par chauffage de certains composés



(18) Préparation de dichlore

Exemple :

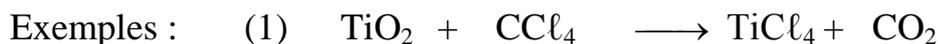


IV. Types de réactions chimiques et équilibrage

On distingue 2 types de réactions chimiques : des réactions chimiques simples et des réactions d'oxydoréduction.

4.1. Réactions chimiques simples

Les réactions simples désignent des réactions qui n'ont pas de variation des nombres d'oxydation.



❖ Règle d'équilibrage des équations simples :

Pour équilibrer une équation, il faut toujours commencer par la molécule la plus complexe, c'est-à-dire celle qui contient le plus grand nombre d'atomes, en commençant par équilibrer l'atome

métallique suivi de l'atome non-métallique et finalement les atomes d'hydrogène et d'oxygène.

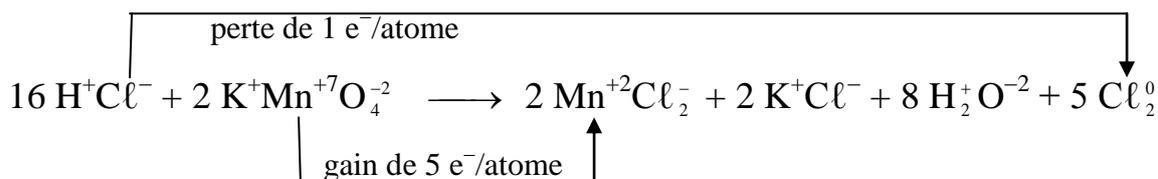
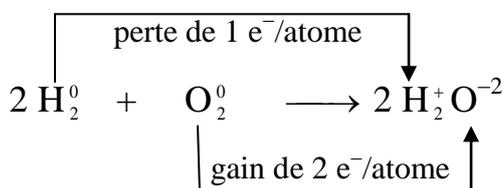
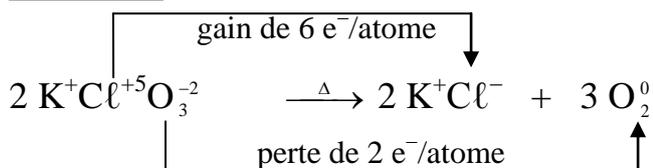


4.2. Réactions d'oxydoréduction ou réaction rédox

1. Signification des équations de réactions d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction chimique au cours de laquelle se produit un échange d'électrons. Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, on observe qu'il y a la variation des nombres d'oxydation des éléments.

Exemples



L'oxydoréduction se compose donc de deux demi-réactions : une oxydation et une réduction.

a) Réactions d'oxydation

L'**oxydation** se traduit par une augmentation du nombre d'oxydation de l'élément mis en jeu. Au cours d'une réaction d'oxydation, un atome perd un ou plusieurs électrons. La substance qui donne un ou des électrons est nommée « **réducteur** ».

b) Réactions de réduction

La **réduction** se traduit par une diminution du nombre d'oxydation de l'élément mis en jeu. Au cours d'une réaction de réduction, un

atome gagne un ou plusieurs électrons. La substance qui gagne un ou des électrons est nommée « **oxydant** ».

Exemple :

- Réaction d'oxydation $\text{Zn}^0 - 2 e^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$
- Réaction de réduction $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \longrightarrow \text{Cu}^0$
- Réaction d'oxydoréduction $\text{Zn}^0 + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Cu}^0 + \text{Zn}^{2+}$

2. Équilibrer des équations-bilans de réactions d'oxydoréduction

Pour équilibrer les équations d'oxydoréduction, il faut savoir déterminer le nombre d'oxydation d'un atome dans une espèce chimique, donc on retiendra les quelques règles qui suivent :

a) Règles de calcul sur les nombres d'oxydation (n.o.)

Le nombre d'oxydation est abrégé par n.o.

- Un corps simple élémentaire ou moléculaire a un nombre d'oxydation égale à zéro (n.o. = 0), par exemple, Na, K, Zn, Al, Cl₂, O₂, ... ont n.o. = 0.
- Dans un corps composé :
 - les éléments du groupe IA ont n.o. = + 1
 - les éléments du groupe IIA ont n.o. = + 2
 - les éléments du groupe IIIA ont n.o. = + 3
 - à partir du groupe IVA, chaque élément possède plusieurs nombres d'oxydation
- Dans un composé, le nombre d'oxydation de l'hydrogène est généralement de +1, sauf dans le cas où l'hydrogène est lié uniquement à un métal (il est alors de -1, par exemple :
 - dans NaH (hydrure de sodium), n.o. (H) = -1
 - dans CaH₂ (hydrure de calcium), n.o. (H) = -1
- Dans un composé, l'oxygène a le plus souvent un n.o. égal à -2. Il existe néanmoins, plusieurs exceptions :
 - Dans les peroxydes, la présence d'un pont oxygène O - O induit un n.o. = -1 pour chaque atome oxygène, par exemple, H₂O₂, K₂O₂... n.o. (O) = -1.
 - Dans les superoxydes, par exemple, KO₂, NaO₂... n.o. (O) = - 1/2.
 - Comme le fluor est le plus électronégatif des éléments, il a un nombre d'oxydation -1 dans tous ses composés. Ainsi, dans la molécule OF₂ (difluorure d'oxygène), le n.o. (O) = +2.

- La somme des n.o. de tous les éléments d'un composé est égale à la charge portée par ce composé, par exemple :
 - la somme de n.o. de NaCl, H₂SO₄... est égale à zéro ;
 - la somme de n.o. de MnO₄⁻, HCO₃⁻... est égale à -1 ;
 - la somme de n.o. de SO₄²⁻, HPO₄²⁻... est égale à -2 ;
 - la somme de n.o. de NH₄⁺ est égale à +1.

Remarque

- On écrit les signes (+) ou (-) après les chiffres pour les charges des ions.
- On écrit les signes (+) ou (-) avant les chiffres pour les nombres d'oxydation.

Exemple des nombres d'oxydation de quelques éléments dans les composés chimiques sont donnés dans le tableau ci-dessous :

Composé ou ion	Atome ou groupe d'atome	Nombre d'oxydation	Somme des nombres d'oxydation
NaCl	Na	+1	0
	Cl	-1	
CaCO ₃	Ca	+2	0
	CO ₃ ²⁻	-2	
NH ₃	N	-3	0
	3H	3×(+1)	
NO ₃ ⁻	N	+5	-1
	3O	3×(-2)	
MnO ₄ ⁻	Mn	+7	-1
	4O	4×(-2)	
KMnO ₄	K	+1	0
	Mn	+7	
	4O	4×(-2)	
K ₂ Mn ₂ O ₇	2K	2×(+1)	0
	2Mn	2×(+6)	
	7O	7×(-2)	
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	Cu	+2	+2
	4NH ₃	4×0	

$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Fe	+3	+3
	H_2O	6×0	
H_2SO_4	2H	$2 \times (+1)$	0
	SO_4^{2-}	-2	
HNO_3	H	+1	0
	NO_3^-	-1	
NaOH	Na	+1	0
	OH^-	-1	
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Ca	+2	0
	2OH^-	$2 \times (-1)$	

Exemple de calculs des nombres d'oxydation (n.o.)

1. Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément chimique manganèse (Mn) dans les composés ou ions suivants :

- a) KMnO_4 b) K_2MnO_4 c) MnO_4^-

Solution

a) KMnO_4 sachant que n.o. (K) = +1 et n.o. (O) = -2
 donc $(+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +7$

b) K_2MnO_4 sachant que n.o. (K) = +1 et n.o. (O) = -2
 donc $2 \times (+1) + x + 4 \times (-2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +6$

c) MnO_4^- sachant que n.o. (O) = -2
 donc $x + 4 \times (-2) = -1 \quad \Rightarrow \quad x = +7$

2. Déterminer le nombre d'oxydation de l'élément chimique chlore (Cl) dans les composés ou ions suivants :

- a) KClO_3 b) HClO_4 c) KClO_2 d) ClO^- e) MgCl_2

Solution

a) KClO_3 sachant que n.o. (K) = +1 et n.o. (O) = -2
 donc $(+1) + x + 3 \times (-2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +5$

b) HClO_4 calcul de la même façon, on a $x = +7$

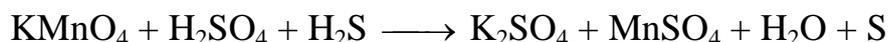
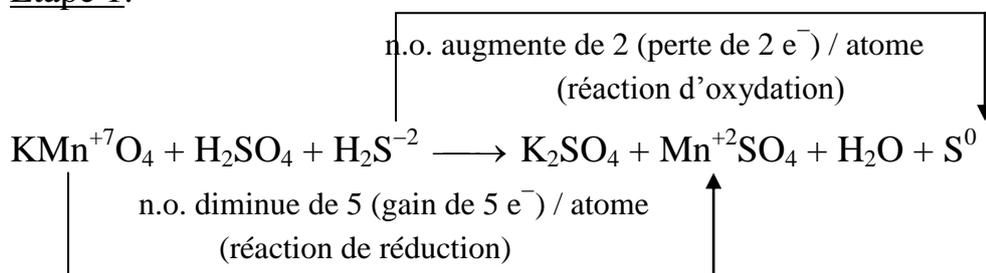
c) KClO_2 calcul de la même façon, on a $x = +3$

d) ClO^- sachant que n.o. (O) = -2
 donc $x + (-2) = -1 \quad \Rightarrow \quad x = +1$

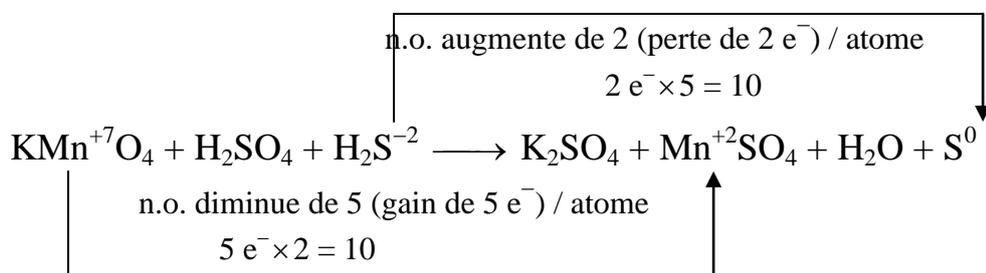
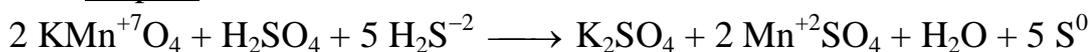
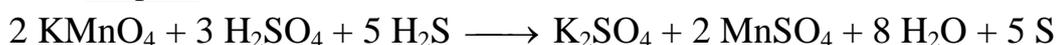
e) MgCl_2 sachant que n.o. (Mg) = +2
 donc $(+2) + 2x = 0 \quad \Rightarrow \quad x = -1$

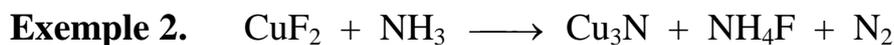
b) Comment équilibrer les équations d'oxydoréduction**(1) Équilibrage par la méthode utilisant les nombres d'oxydation**

- On remarque tout d'abord le réducteur et l'oxydant de la réaction. On schématise ensuite la variation des nombres d'oxydation ce qui permet de savoir l'échange des nombres d'électrons.
- Le nombre d'électrons perdus par le réducteur doit être égal au nombre d'électrons gagnés par l'oxydant en utilisant les coefficients appropriés.
- Placer ces coefficients devant le réducteur et l'oxydant.
- Équilibrer tous les atomes comme il se doit et faire une vérification finale pour voir si tous les atomes et les charges sont équilibrés.

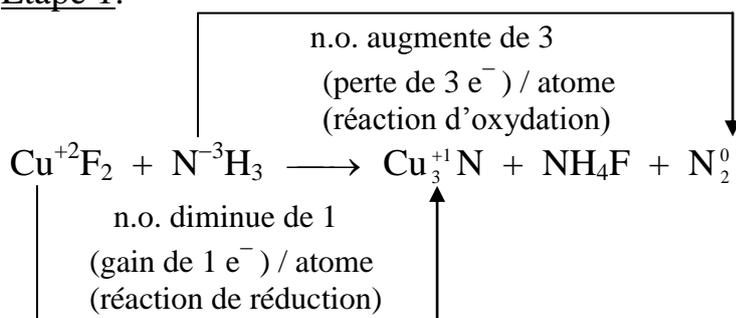
Exemple 1.Étape 1.

S^{-2} est le réducteur et Mn^{+7} est l'oxydant

Étape 2.Étape 3.Étape 4.

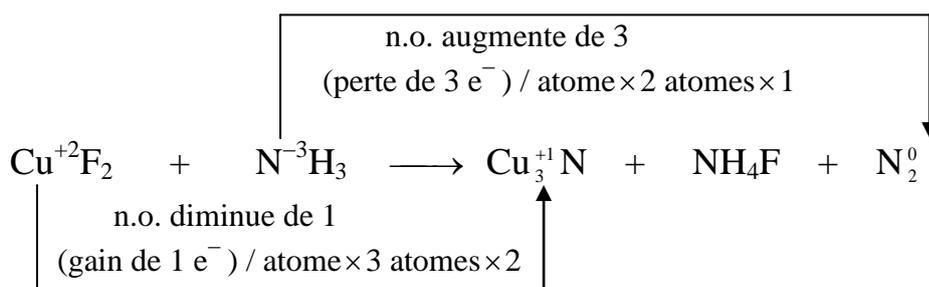


Étape 1.

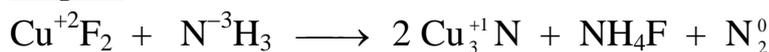


N^{-3} est le réducteur et Cu^{+2} est l'oxydant

Étape 2.



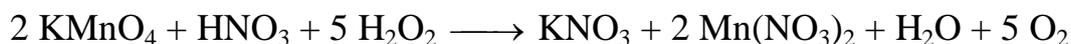
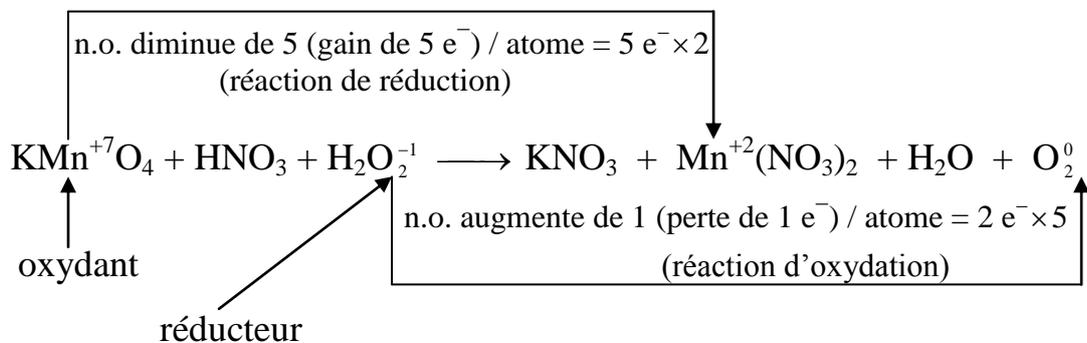
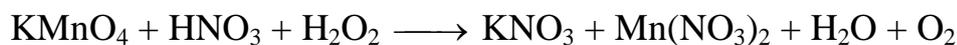
Étape 3.



Étape 4.



Exemple 3.



Équilibrer tous les atomes, on obtient :



(2) Équilibrage par la méthode des demi-réactions

Voici une méthode générale pour équilibrer l'équation chimique d'une réaction d'oxydoréduction par la méthode des demi-réactions :

Étape 1. Identifier le réactif réducteur et le réactif oxydant d'après le changement des degrés d'oxydation.

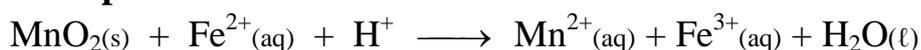
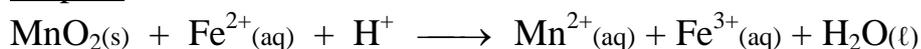
Étape 2. Écrire les deux équations brutes (non équilibrée) des demi-réactions d'oxydation et de réduction.

Étape 3. Équilibrer tous les éléments des demi-réactions, sauf O et H.

Étape 4. Équilibrer O en utilisant H_2O , puis H en utilisant H^+ en milieu acide et OH^- en milieu basique.

Étape 5. Équilibrer les charges électriques en ajoutant des électrons à gauche pour les réductions et à droite pour les oxydations.

Étape 6. Multiplier l'une des demi-réactions, ou les deux, par un facteur tel que le nombre des électrons soit le même dans les demi-réactions, puis additionner-les. Finalement, simplifier l'expression en supprimant les espèces qui apparaissent dans les deux membres de l'équation et vérifier que les atomes et les charges sont équilibrés.

Exemple 1.**Étape 1.**

n.o. de manganèse diminue de +4 à +2, $\text{MnO}_{2(s)}$ est un oxydant.

n.o. de fer augmente de +2 à +3, $\text{Fe}^{2+}_{(aq)}$ est un réducteur.

Étape 2. D'après les informations de l'étape 1, on peut écrire les équations brutes.



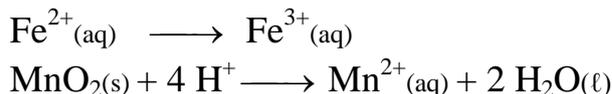
Étape 3. Équilibrer maintenant tous les éléments, sauf O et H.



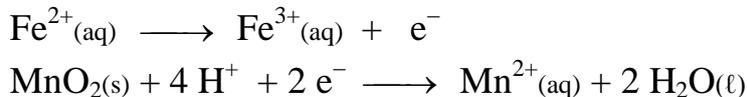
Étape 4. Équilibrer les atomes O en utilisant H_2O :



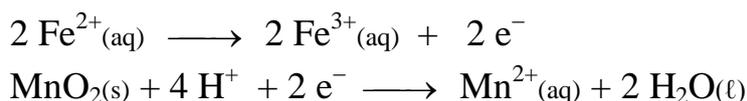
et les atomes H dans les deux membres des demi-réactions avec H^+ :



Étape 5. Équilibrer maintenant les charges électriques avec des électrons :



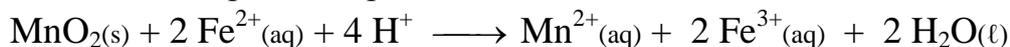
Étape 6. Multiplier la demi-réaction de Fe^{2+} par 2 et la demi-réaction du MnO_2 par 1, pour que chacune d'elles rende compte du transfert de 2 électrons.



Additionner maintenant des deux demi-réactions :

Les électrons s'annulent lorsqu'on additionne les deux demi-réactions.

On obtient l'équation équilibrée :



Exemple 2.



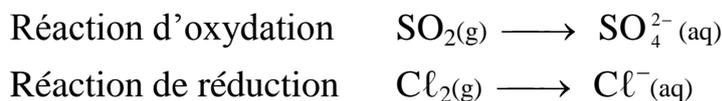
Étape 1.



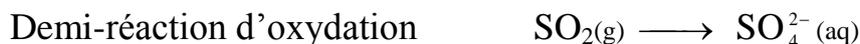
n.o. de chlore diminue de 0 à -1, Cl_2 est un oxydant.

n.o. de soufre augmente de +4 à +6, SO_2 est un réducteur.

Étape 2. D'après les informations de l'étape 1, on peut écrire les équations brutes.



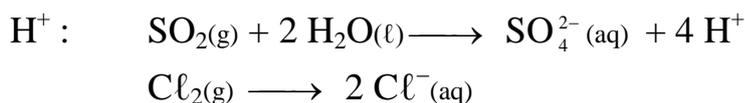
Étape 3. Équilibrer maintenant tous les éléments, sauf O et H.



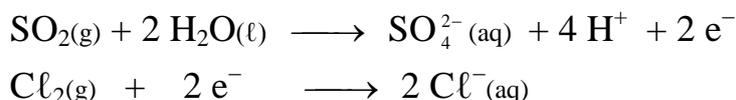
Étape 4. Équilibrer les atomes O en utilisant H_2O :



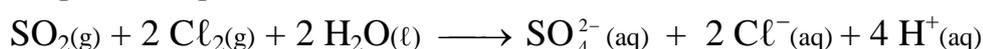
et les atomes H dans les deux membres des demi-réactions avec



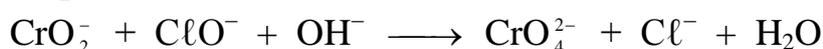
Étape 5. Équilibrer maintenant les charges électriques avec des électrons :



Étape 6. Deux électrons sont transférés dans cette réaction rédox. Additionner maintenant des deux demi-réactions. On obtient l'équation équilibrée :



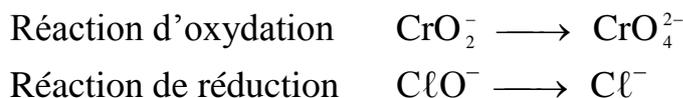
Étape 1.



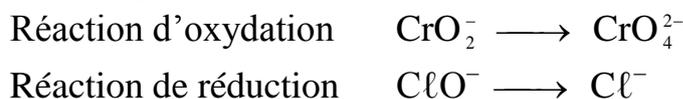
n.o. de chlore diminue de +1 à -1, ClO^- est un oxydant.

n.o. de chrome augmente de +3 à +6, CrO_2^- est un réducteur.

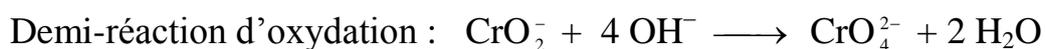
Étape 2. Les équations brutes des demi-réactions d'oxydation et de réduction sont :



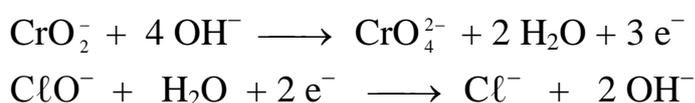
Étape 3. Équilibrer maintenant tous les éléments, sauf O et H.



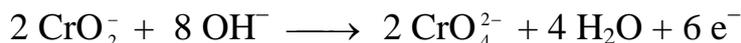
Étape 4. Équilibrer les atomes O en utilisant H_2O et H avec OH^- (dans un milieu basique) :



Étape 5. Équilibrer maintenant les charges électriques en utilisant des électrons :



Étape 6. Pour que les deux demi-réactions comportent le même nombre d'électrons, multiplier par 2 la demi-réaction du chrome et par 3 la demi-réaction du chlore :

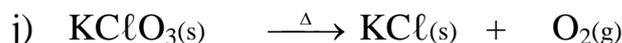
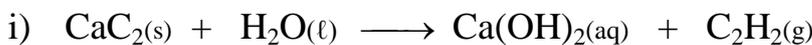
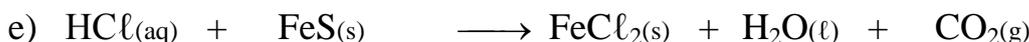
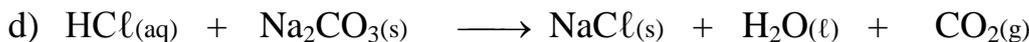


Additionner maintenant les deux demi-réactions, simplifier l'équation en annulant les espèces qui apparaissent dans les deux membres (dans ce cas, les électrons, H₂O et OH⁻). On obtient l'équation équilibrée :



Exercices

1. Équilibrer les équations des réactions ci-dessous par des méthodes simples :



2. Calculer le nombre d'oxydation de :



3. Équilibrer les équations des réactions en utilisant les nombres d'oxydation, indiquer sur chaque équation l'oxydation, la réduction, le réactif oxydant et le réactif réducteur :

- a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
 b) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3) + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$
 d) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 e) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
 f) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

4. Équilibrer les équations suivantes par la méthode des demi-réactions :

- a) $\text{CrO}_2(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq}) \longrightarrow \text{CrO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$
 b) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \longrightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
 c) $\text{CrO}_2(\text{s}) + \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Cr}^{2+}(\text{aq}) + \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell)$

