

Physique Chimie



Je travaille seul en silence.

J'aide ou je suis aidé,
seul mon voisin m'entend.Je travaille en équipe sans
déranger personne.

1. Découvrir

Je consulte les ressources :

- Capsule
- Ressources à découvrir sur le site
<http://physchileborgne.free.fr>
- Activité du livre

**Je mets en pratique :**

- TP :



2. S'exercer

Je m'entraîne en réalisant les exercices :

Noter les exercices à faire

**Je m'entraîne en ligne :**

- Quiz :



3. Mémoriser

Je mémorise :

- Utiliser les cartes mentales (sur papier, à l'aide de FreeMind ou SimpleMindFree)
- Utiliser les fiches de cours.



Recommencer souvent en espaçant les séances pour une mémorisation à long terme.

4. Se tester

Je vérifie que je maîtrise les objectifs du chapitre :

- À partir de données expérimentales, identifier le transfert d'électrons entre deux réactifs et le modélise par des demi-équations électroniques et par une réaction d'oxydo-réduction.
 - Établir une équation de la réaction entre un oxydant et un réducteur, les couples oxydant-réducteur étant donnés.
 - Décrire qualitativement l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques lors d'une transformation.
- Compléter un tableau d'avancement

**J'ai réalisé :**

- Un compte rendu de TP
- Une rédaction complète d'exercice
- Un calcul
- Une carte mentale
- Un résumé de cours
- Des exercices du devoir surveillé de la session précédente

1. Transformation modélisée par une réaction d'oxydo-réduction

Les réactions redox sont omniprésentes ! Le corps humain les utilise pour convertir la nourriture et l'oxygène en énergie, en eau. Le fonctionnement des batteries des appareils électroniques repose aussi sur des réactions redox.

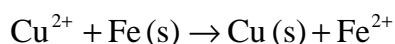
Exemple de réaction d'oxydoréduction

De la paille de fer Fe est introduite dans une solution de sulfate de cuivre contenant les ions Cu^{2+}



Un dépôt rouge de cuivre se forme sur le clou. La solution, initialement bleue par la présence des ions cuivre (II) Cu^{2+} , prend la teinte verte pâle des ions fer (II) Fe^{2+}

En interprétant cette expérience, on peut penser que le métal cuivre provient de la solution contenant, initialement, les ions cuivre (II) et que les ions fer (II) proviennent du métal fer.

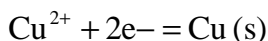


Définition d'un oxydant et d'un réducteur

Dans l'expérience précédente, un atome de fer perd deux électrons. On nomme oxydation cette perte d'électron(s). **L'espèce chimique qui perd des électrons est le réducteur** (ici l'atome de fer).



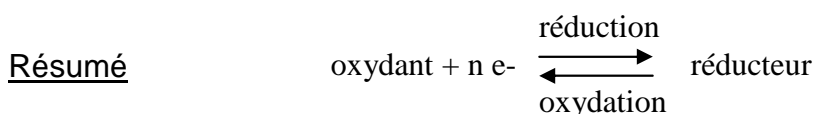
Parallèlement, un ion cuivre (II) gagne deux électrons. On nomme réduction ce gain d'électron(s). **L'espèce chimique qui gagne des électrons est l'oxydant** (ici l'ion cuivre (II)) :



Le signe = traduit la possibilité de passer d'une forme à l'autre selon les conditions. Les réactions équivalentes à un transfert d'électron(s) sont appelées **réactions d'oxydoréduction (ou réactions rédox)**.

L'écriture de ce transfert d'électron(s) est appelé **demi-équation électronique**.

C'est une notation sans rapport avec le phénomène physique puisque les électrons n'existent pas à l'état libre en solution aqueuse.



Couples d'oxydoréduction

Suivant la réaction d'oxydoréduction envisagée, un même élément chimique peut jouer différents rôles :

- $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$ dans les réactifs, l'ion cuivre (II) est l'oxydant
- $\text{Cu} + 2\text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}$ dans les réactifs, l'atome de cuivre est le réducteur

L'ion cuivre (II) est la forme oxydée de l'élément chimique cuivre et l'atome de cuivre est la forme réduite de l'élément chimique cuivre. L'ion cuivre (II) et l'atome de cuivre forment un couple oxydant réducteur (ou couple rédox). Ce couple est noté Cu^{2+}/Cu (toujours noté dans l'ordre **oxydant / réducteur**).

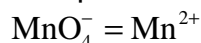
Exemples de couples d'oxydoréduction **Oxydant/ Réducteur**

- $\text{MnO}_4^- (\text{aq}) / \text{Mn}^{2+} (\text{aq})$
- $\text{Fe}^{3+} (\text{aq}) / \text{Fe}^{2+} (\text{aq})$
- $\text{I}_2 (\text{aq}) / \text{I}^- (\text{aq})$
- $\text{H}^+ (\text{aq}) / \text{H}_2 (\text{g})$
- $\text{S}_4\text{O}_6^{2-} (\text{aq}) / \text{S}_2\text{O}_3^{2-} (\text{aq})$
- $\text{Fe}^{2+} (\text{aq}) / \text{Fe (s)}$

Méthode pour écrire l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

Exemple de la réaction entre l'oxydant du couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ et le réducteur du couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

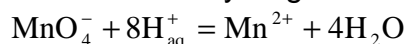
- isoler une première demi-équation électronique



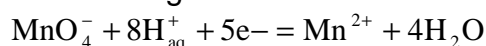
- assurer la conservation de l'élément oxygène avec des molécules d'eau



- assurer la conservation de l'élément hydrogène avec des protons solvatés



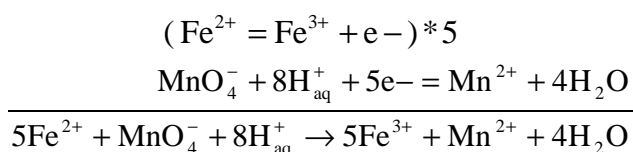
- assurer la conservation de la charge avec des électrons



- refaire les étapes ci-dessus pour l'autre demi-équation électronique

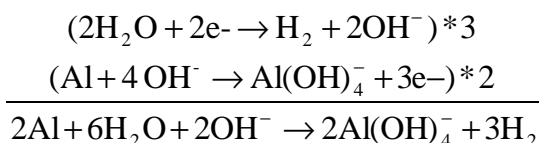


- réunir les deux demi-équations électroniques précédentes et en déduire l'équation-bilan



Si la réaction a lieu en milieu basique, les ions hydronium sont peu nombreux par rapport aux ions hydroxyde dans la solution. Les ions hydroxydes et les molécules d'eau se substituent respectivement aux molécules d'eau et aux protons hydratés dans la méthode ci-dessus.

Exemple



Autres exemples :

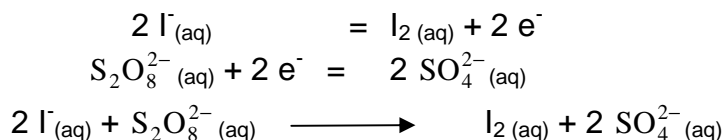
1. L'oxydant du couple $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ réagit avec le réducteur du couple $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ réduction de l'ion permanganate

5 fois $\{ \text{Fe}^{2+} = \text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \}$ oxydation de l'ion fer II

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ oxydoréduction

2.
➤ I_2 / I^-
➤ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} / \text{SO}_4^{2-}$ { L'oxydant $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}(\text{aq})$ peut réagir avec le réducteur $\text{I}^-(\text{aq})$



La rouille

Quand le fer entre en contact avec l'eau, il est oxydé en hydroxyde de fer : $\text{Fe} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^-$,

Pendant que le dioxygène de l'air est réduit en ion hydroxyde : $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

L'hydroxyde de fer II est rapidement oxydé en hydroxyde de fer III : $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Finalement, cet hydroxyde de fer III se transforme spontanément en oxyde de fer III hydraté : $2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

2. Tableau d'avancement

Il permet de déterminer les quantités de matières des réactifs et produits au cours ou en fin de transformation.

Transformation et réaction chimique

Evolution d'un système chimique

On nomme transformation chimique le passage d'un système chimique d'un état initial à un état final.

À l'échelle macroscopique, l'évolution d'un système chimique est modélisée par une réaction chimique décrite par une équation chimique.

L'équation chimique traduit la loi de conservation des éléments chimiques et la loi de conservation des charges électriques. Les réactifs sont indiqués à gauche de la flèche (symbolisant le processus d'évolution) et les produits sont indiqués à droite de cette flèche.

Stoechiométrie

On appelle stoechiométrie les relations de proportionnalité qui existent entre les quantités de matière consommées des réactifs et les quantités de matière obtenues des produits de la réaction.

Afin de respecter la conservation des éléments chimiques, on place des nombres appelés nombres stoechiométriques devant les formules chimiques des réactifs et/ou des produits dans l'équation chimique. Ces nombres doivent être entiers et les plus petits possible.

Etat final d'un système chimique

Avancement

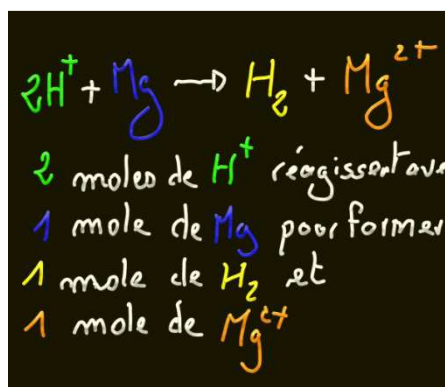
L'avancement x est une grandeur qui permet de suivre l'évolution des quantités de matière des réactifs et produits d'une transformation chimique. Cette grandeur correspond à une quantité de matière et s'exprime donc en mole.

On étudie l'action du proton sur un morceau de magnésium : il se forme du dihydrogène et des ions magnésium. $2 H^+_{(aq)} + Mg_{(s)} \rightarrow H_{2(g)} + Mg^{2+}_{(aq)}$

L'interprétation macroscopique de cette équation chimique nous donne :

2 moles de $H^+_{(aq)}$ réagissent avec une mole de $Mg_{(s)}$ pour conduire à la formation de 1 mole de $H_{2(g)}$ et de 1 mole de $Mg^{2+}_{(aq)}$.

Au cours de l'évolution si la quantité de matière de dihydrogène formée est x (mol) alors il a disparu x (mol) de Mg et $2x$ (mol) de protons.



Avancement maximal et réactif limitant

On appelle **réactif limitant** le réactif **entièrement consommé** au cours de la transformation: il voit donc sa quantité de matière s'annuler à l'état final.

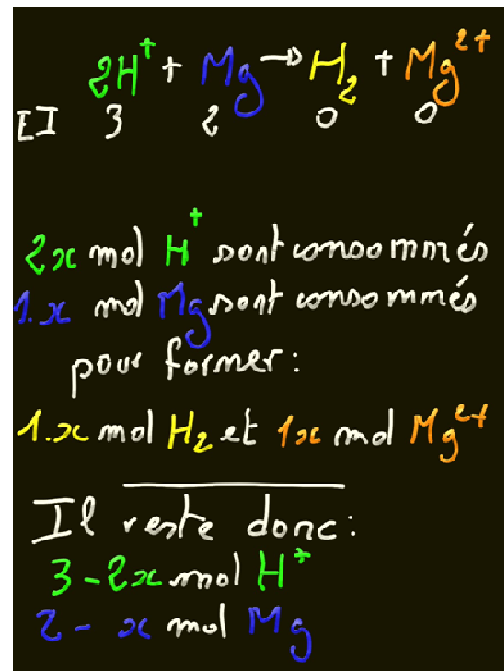
L'avancement maximal correspond à la valeur de l'avancement pour laquelle le réactif limitant est entièrement consommé.

Tableau d'évolution (ou d'avancement)

Le tableau d'évolution (ou tableau d'avancement) décrit l'évolution des quantités de matière des réactifs et des produits de l'état initial à l'état final.

On considère que l'on part de deux moles de magnésium et de trois moles d'ions oxonium.

Equation		$2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + \text{Mg}_{(\text{s})} \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$			
Etat	Avancement (x en mol)	n_{H^+}	n_{Mg}	n_{H_2}	$n_{\text{Mg}^{2+}}$
Initial	$x = 0$	3,0	2,0	0,0	0,0
Au cours de la transformation	x	$3,0 - 2x$	$2,0 - x$	x	x
Final	$x_{\text{max}} = 1,5$	0,0	0,5	1,5	1,5



Détermination de l'avancement maximal :

L'avancement maximal de la réaction, x_{max} , est la **plus petite valeur de x pour laquelle la quantité de matière d'un des réactifs devient nulle**. Ce réactif est le **réactif limitant**.

Ici on résout :

$$3 - 2x = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x = \frac{3}{2} = 1,5 \quad \text{d'où } 0 < x < 1,5 \Rightarrow x_{\text{max}} = 1,5 \text{ mol}$$

$$2 - x = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x = 2,0 \text{ mol}$$

C'est donc pour les ions H^+ que la valeur de x est la plus petite, c'est donc **les ions H^+ le réactif limitant**.

État final :

Il n'y a plus d'ions H^+ , ils constituent le réactif limitant.

Il reste 0,5 moles de magnésium qui est un **réactif en excès**.

On a produit 1,5 moles de H_2 et 1,5 moles de Mg^{2+}

Cas du mélange stoechiométrique

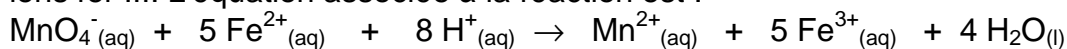
Dans le cas où **tous les réactifs sont limitants**, le mélange initial est dit stoechiométrique.

En reprenant notre exemple, pour que le mélange initial soit stoechiométrique il faut que la quantité de matière de protons soit deux fois plus grande que la quantité de matière de magnésium.

C'est-à-dire que
$$\frac{n(\text{H}^+)}{2} = \frac{n(\text{Mg})}{1} = x_{\text{max}}$$

Exemple à traiter

Les ions permanganates, violets, réagissent sur les ions fer II en milieu acide pour les transformer en ions fer III. L'équation associée à la réaction est :



Aux concentrations utilisées, seuls les ions permanganates sont notablement colorés.

Dans un bécher, on introduit $v_1 = 10,0$ mL de solution de sulfate de fer II de concentration $c_1 = 0,055 \text{ mol.L}^{-1}$ et $v = 5,0$ mL d'acide sulfurique de concentration $c = 0,50 \text{ mol.L}^{-1}$.

On ajoute $v_2 = 4,0$ mL de solution de permanganate de potassium de concentration $c_2 = 0,025 \text{ mol.L}^{-1}$.

Le mélange est incolore.

1. Faire le bilan des espèces présentes à l'état initial. Quel est le réactif limitant ?
2. Construire le tableau d'avancement de la réaction.

Résolution:

1) Bilan de matière à l'état initial :

Ions permanganate :

Ions fer II :

Ions oxonium :

2) Réactif limitant :

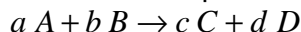
A l'état final, la solution est incolore, donc l'ion permanganate n'est plus présent, c'est le réactif limitant.

Equation		$\text{MnO}_4^- (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{2+} (\text{aq}) + 8 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+} (\text{aq}) + 5 \text{Fe}^{3+} (\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$					
Etat du système	Avancement (x en mol)	$n_{\text{MnO}_4^-}$	$n_{\text{Fe}^{2+}}$	n_{H^+}	$n_{\text{Mn}^{2+}}$	$n_{\text{Fe}^{3+}}$	-
Initial							-
Au cours de la transformation							-
Final							-

Copier cette page et me la rendre complétée pour que je puisse vous la corriger !

ÉTUDE DES TRANSFORMATIONS CHIMIQUES : METHODE GENERALE

Considérons, de façon générale, une transformation chimique dont l'équation de la réaction est :



A et B sont les deux réactifs. C et D sont les deux produits de la réaction.

a, b, c et d sont les nombres (ou coefficients) stœchiométriques.

L'état initial (EI) :

Quantité initiale de A : n_A^i

Quantité initiale de B : n_B^i

Quantité initiale de C : 0 mol

Quantité initiale de D : 0 mol

Équation	$a A$	+	$b B$	\rightarrow	$c C$	+	$d D$
EI (mol)	n_A^i		n_B^i		0		0

Au cours de la transformation (état intermédiaire) :

On définit l'avancement x de la réaction.

Lorsqu'il se forme cx moles de C ,

il se forme simultanément dx moles de D .

Sont consommées alors ax moles de A

et bx moles de B .

Il reste donc : $(n_A^i - ax)$ moles de A

et $(n_B^i - bx)$ moles de B .

Équation	$a A$	+	$b B$	\rightarrow	$c C$	+	$d D$
EI (mol)	n_A^i		n_B^i		0		0
Au cours de la transformation (mol)	$n_A^i - ax$		$n_B^i - bx$		cx		dx

L'état final (EF) :

L'avancement est maximal (x_{\max}).

Quantité de réactif limitant : 0 mol

Si le réactif limitant est A :

$$n_A^i - ax_{\max} = 0 \Leftrightarrow x_{\max} = \frac{n_A^i}{a}$$

$$n_B^f = n_B^i - bx_{\max} = n_B^i - \frac{b}{a} n_A^i$$

On en déduit :

Équation	$a A$	+	$b B$	\rightarrow	$c C$	+	$d D$
EI (mol)	n_A^i		n_B^i		0		0
Au cours de la transformation (mol)	$n_A^i - ax$		$n_B^i - bx$		cx		dx
EF (mol)	0		$n_B^i - \frac{b}{a} n_A^i$		$\frac{c}{a} n_A^i$		$\frac{d}{a} n_A^i$

Détermination du réactif limitant :

Le réactif limitant est celui qui s'épuise en premier. L'autre réactif n'est donc pas entièrement consommé, il en reste une fois que la réaction s'est arrêtée.

Les quantités des réactifs qui réagissent sont proportionnelles aux nombres stœchiométriques a et b .

Réaction dans les proportions stœchiométriques (aucun réactif en excès)	A réactif limitant B réactif en excès	B réactif limitant A réactif en excès
$x_{\max} = \frac{n_A^i}{a} = \frac{n_B^i}{b}$	$x_{\max} = \frac{n_A^i}{a} < \frac{n_B^i}{b}$	$\frac{n_A^i}{a} > \frac{n_B^i}{b} = x_{\max}$