

Réactions d'oxydo-réduction

Sommaire

I Oxydants et réducteurs	3
I/A Couples oxydo-réducteurs	3
I/B Nombre d'oxydation	4
II Distribution des espèces d'un couple	5
II/A Potentiel d'un couple	5
II/B Diagramme de prédominance	7
III Réactions entre couples	7
III/A Réactions d'oxydoréduction	7
III/B Sens de réaction	8
III/C Cas particuliers	9
III/D Calcul de constantes d'équilibre	10
IV Piles électrochimiques	11
IV/A Présentation	11
IV/B Force électromotrice	12
IV/C Charge totale d'une pile	14

Capacités exigibles

- | | |
|---|---|
| <ul style="list-style-type: none"> <input type="checkbox"/> Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydoréduction, nombre d'oxydation, dismutation et médiatmutation. <input type="checkbox"/> Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom, nature et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du peroxyde d'hydrogène. <input type="checkbox"/> Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, formule de NERNST, électrodes de référence. <input type="checkbox"/> Diagrammes de prédominance ou d'existence. <input type="checkbox"/> Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction. <input type="checkbox"/> Relier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant. | <ul style="list-style-type: none"> <input type="checkbox"/> Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique. <input type="checkbox"/> Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple. <input type="checkbox"/> Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode. <input type="checkbox"/> Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires. <input type="checkbox"/> Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples. |
|---|---|

✓ L'essentiel

Définitions

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Oxydant et réducteur	3
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Nombre d'oxydation	4
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Constante de FARADAY	5
<input type="checkbox"/> TM6.4 : Force oxydants et réducteurs	7
<input type="checkbox"/> TM6.5 : Réaction d'oxydoréduction	7
<input type="checkbox"/> TM6.6 : Dismutation	9
<input type="checkbox"/> TM6.7 : Médiamutation	9
<input type="checkbox"/> TM6.8 : Piles électrochimiques	12
<input type="checkbox"/> TM6.9 : Potentiel d'électrode et f.e.m.	12
<input type="checkbox"/> TM6.10 : Électrodes de référence	13

Propriétés

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Nombre d'oxydation	5
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Formule de NERNST	6
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Constante d'équilibre redox	10
<input type="checkbox"/> TM6.4 : Quantité d'électricité d'une pile	14

Démonstrations

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Constante d'équilibre redox	10
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Quantité d'électricité d'une pile	14

Applications

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Équilibrage d'une équation rédox	3
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Calculs de nombres d'oxydation	5
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Expression de potentiels	6
<input type="checkbox"/> TM6.4 : Équilibrage d'équations rédox	8
<input type="checkbox"/> TM6.5 : Stabilité dis- ou médiamutation	9
<input type="checkbox"/> TM6.6 : Calcul de constante d'équilibre	10
<input type="checkbox"/> TM6.7 : f.e.m. de la pile DANIELL	13
<input type="checkbox"/> TM6.8 : Charge de la pile DANIELL	14

Remarques

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Autour des demi-équations	4
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Autour de la formule de NERNST	6

Exemples

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Couples simples	3
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Couples à connaître	4
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Illustrations nombre d'oxydation	4
<input type="checkbox"/> TM6.4 : n.o. et tableau périodique	5
<input type="checkbox"/> TM6.5 : Dismutation du fer	9
<input type="checkbox"/> TM6.6 : Pile DANIELL	11
<input type="checkbox"/> TM6.7 : Demi-piles usuelles	12

Points importants

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Équilibrer une demi-réaction	3
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Règles de calcul n.o.	5
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Diagramme de prédominance	7
<input type="checkbox"/> TM6.4 : Sens spontané de réaction	8
<input type="checkbox"/> TM6.5 : Méthode de calcul de constantes	10
<input type="checkbox"/> TM6.6 : Production et réception des électrons	12

Erreurs communes

<input type="checkbox"/> TM6.1 : Utilisation des diagrammes rédox	7
<input type="checkbox"/> TM6.2 : Réactions d'oxydoréduction	8
<input type="checkbox"/> TM6.3 : Calcul de constantes	10

I Oxydants et réducteurs

I/A Couples oxydo-réducteurs

♥ Définition TM6.1 : Oxydant et réducteur

- ◇ Un **oxydant** est une espèce chimique capable de capter un ou plusieurs électrons ;
- ◇ Un **réducteur** est une espèce chimique capable de céder un ou plusieurs électrons ;
- ◇ Un **couple** oxydant-réducteur, noté Ox/Red¹, est associé *via* la **demi-équation** électronique :



Exemple TM6.1 : Couples simples

- ◇ Le cuivre : $\text{Cu}_{(s)} = \text{Cu}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$ Cu^{2+} oxydant, Cu réducteur
- ◇ Le zinc : $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}_{(aq)}^{2+} + 2e^-$ De même
- ◇ Le dichlore : $2\text{Cl}_{(aq)}^- = \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$ Cl_2 oxydant, Cl^- réducteur

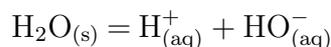
Important TM6.1 : Équilibrer une demi-réaction

Pour équilibrer une demi-équation en **milieu acide** :

- 1 Équilibrer les éléments **autres que O ou H** ;
- 2 Équilibrer l'**oxygène** avec $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$;
- 3 Équilibrer les **hydrogènes** avec $\text{H}_{(aq)}^+$;
- 4 Équilibrer les **charges** avec e^-

Si le **milieu est basique**, écrire une équation avec des $\text{H}_{(aq)}^+$ n'est pas représentatif de la réalité :

- 5 On **remplace H^+ par HO^-** grâce à l'autoprotolyse de l'eau :

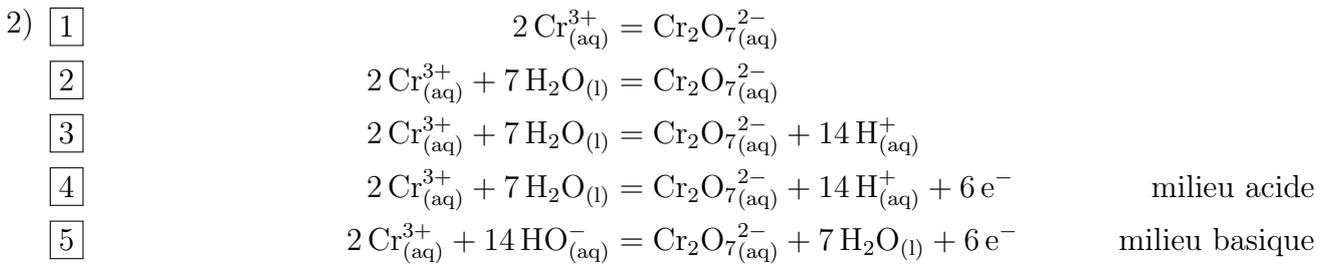


Application TM6.1 : Équilibrage d'une équation rédox

- 1) Équilibrer la demi-équation du couple $\text{MnO}_4^-_{(aq)}/\text{MnO}_{2(s)}$ en milieu basique.
- 2) Équilibrer la demi-équation du couple $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)}/\text{Cr}^{3+}_{(aq)}$

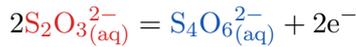
-
- 1) 1 $\text{MnO}_{2(s)} = \text{MnO}_{4(aq)}^-$
 - 2 $\text{MnO}_{2(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{MnO}_{4(aq)}^-$
 - 3 $\text{MnO}_{2(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{MnO}_{4(aq)}^- + 4\text{H}_{(aq)}^+$
 - 4 $\text{MnO}_{2(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} = \text{MnO}_{4(aq)}^- + 4\text{H}_{(aq)}^+ + 3e^-$ milieu acide
 - 5 $\text{MnO}_{2(s)} + 4\text{HO}_{(aq)}^- = \text{MnO}_{4(aq)}^- + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 3e^-$ milieu basique

1. On fera donc particulièrement au sens qui n'est pas « rédox » !



♥ Exemple TM6.2 : Couples à connaître

◇ Ions tétrathionate/ion thiosulfate



◇ Ion permanganate/ion manganèse II



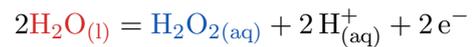
◇ Ion hypochlorite/ion chlorure



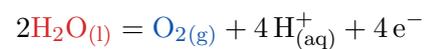
◇ Ion dichromate/ion chrome III



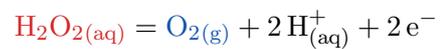
◇ Peroxyde d'hydrogène²/eau



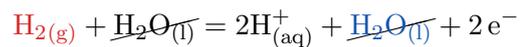
◇ dioxygène/eau



◇ dioxygène/peroxyde d'hydrogène



◇ Eau/dihydrogène



Remarque TM6.1 : Autour des demi-équations

- ◇ Ces demi-équation ne représentent pas de réelles transformations chimiques, on ne peut faire intervenir explicitement des électrons libres : ce sont des outils.
- ◇ Comme pour les réactions acide-base, certaines espèces sont à la fois oxydante et réductrice.

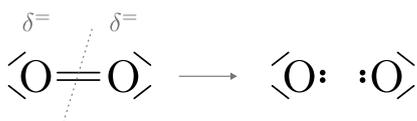
I/B Nombre d'oxydation

Définition TM6.2 : Nombre d'oxydation

Le **nombre d'oxydation**³ d'un **atome dans une molécule** est le nombre de **charges élémentaires e** qu'il porterait si on venait à répartir les électrons des liaisons aux **plus électronégatifs**. Il s'écrit en chiffres romains.

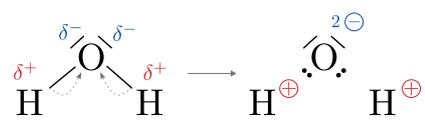
Exemple TM6.3 : Illustrations nombre d'oxydation

◇ Oxygène dans dioxygène :



Après répartition fictive des électrons, chaque oxygène est neutre : n.o.(O) = 0

◇ Oxygène et hydrogène dans l'eau :



Après la répartition fictive des électrons, n.o.(O) = -II et n.o.(H) = +I

2. Aussi appelée « eau oxygénée »

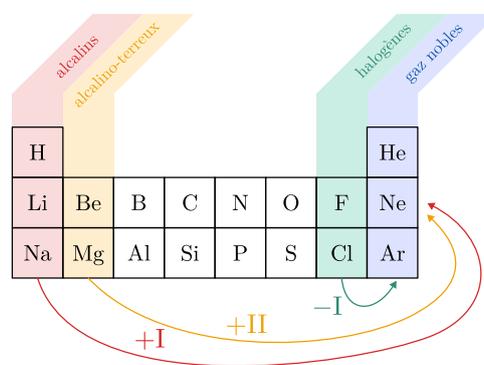
3. Aussi **degré d'oxydation**

♥ Propriété TM6.1 : Nombre d'oxydation

- ◇ Le nombre d'oxydation d'un élément est lié à **sa structure électronique** : dans un édifice chaque élément cherche à se rapprocher de la structure des gaz nobles en remplissant ou vidant sa couche de valence, et son nombre d'oxydation est donc **borné**.
- ◇ Lors d'une **oxydation**, **n.o.** ↗ ; lors d'une **réduction**, **n.o.** ↘.

Exemple TM6.4 : n.o. et tableau périodique

- ◇ **Oxygène** : $\chi_O \nearrow \Rightarrow$ souvent chargé $-2e$
- ◇ **Alcalins** : facilement $+I$
- ◇ **Alcalinos-terreux** : facilement $+II$
- ◇ **Halogènes** : facilement $-I$
- ◇ **Gaz nobles** : pas d'oxydation ou de réduction



Important TM6.2 : Règles de calcul n.o.

- 1) Le n.o. d'un élément **seul** est égal à **sa charge** ;
- 2) La **somme des n.o.** des éléments d'une molécule est égale à la **charge de la molécule** ;
- 3) En général, dans les molécules et ions complexes, $n.o.(H) = +I$;
- 4) En général, dans les molécules et ions complexes, $n.o.(O) = -II$ (sauf si cela met en défaut les règles précédentes).

Application TM6.2 : Calculs de nombres d'oxydation

- ◇ $n.o.(Cu \in Cu) = 0$
- ◇ $n.o.(Cu \in Cu^{2+}) = +II$
- ◇ $n.o.(Fe \in Fe^{3+}) = +III$

$$\diamond H_2O_2 : \underbrace{2 n.o.(H \in H_2O_2)}_{=+I} + 2 n.o.(O \in H_2O_2) = 0 \Leftrightarrow n.o.(O \in H_2O_2) = -I$$

$$\diamond IO_3^- : n.o.(I \in IO_3^-) + \underbrace{3 n.o.(O \in IO_3^-)}_{=-II} = -1 \Leftrightarrow n.o.(I \in IO_3^-) = +V$$

$$\diamond S_2O_3^{2-} : 2 n.o.(S \in S_2O_3^{2-}) + \underbrace{3 n.o.(O \in S_2O_3^{2-})}_{=-II} = -2 \Leftrightarrow n.o.(S \in S_2O_3^{2-}) = +II$$

II Distribution des espèces d'un couple

II/A Potentiel d'un couple

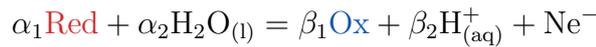
♥ Définition TM6.3 : Constante de FARADAY

Pour traduire l'effet électrique des échanges d'électrons entre couples d'une réaction rédox, on définit la **charge électrique absolue d'une mole d'électrons** :

$$\mathcal{F} = e\mathcal{N}_A = 96\,485 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$$

♥ Propriété TM6.2 : Formule de NERNST

Pour une demi-équation d'oxydoréduction



la formule de NERNST donne le potentiel électrique de la solution à l'équilibre :

$$E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{RT}{N\mathcal{F}} \ln \frac{\prod_{\text{oxydant}} a(X_i)^{\beta_i}}{\prod_{\text{réducteur}} a(X_i)^{\alpha_i}}$$

avec N le nombre d'électrons échangés (égal à la variation du degré d'oxydation). On trouve le plus souvent l'approximation suivante, à $T = 298 \text{ K}$:

$$\frac{RT}{\mathcal{F}} \ln 10 \approx 0,059 \text{ V} \Rightarrow E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{0,06}{N} \log \frac{\prod_{\text{oxydant}} a(X_i)^{\beta_i}}{\prod_{\text{réducteur}} a(X_i)^{\alpha_i}}$$

Unités

E	V
N	\otimes
R	$\text{J}\cdot\text{K}\cdot\text{mol}^{-1}$
T	K
\mathcal{F}	$\text{C}\cdot\text{mol}^{-1}$

Remarque TM6.2 : Autour de la formule de NERNST

◇ Faites attention au passage du logarithme en base e (\ln) au logarithme décimal :

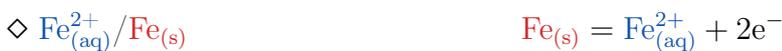
$$\log x = \frac{\ln x}{\ln 10}$$

◇ Le potentiel seul n'a pas de sens de manière absolue : il est défini à une constante près. Il faut donc choisir une référence arbitraire afin de fixer toutes les valeurs. On choisit pour cela le premier couple de l'eau

$$E^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_{2(g)}) = 0 \text{ V}$$

Application TM6.3 : Expression de potentiels

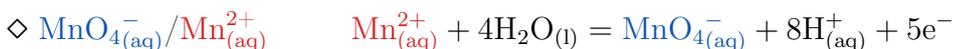
Donner les potentiels des couples suivants :



$$E = E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{2+}]}{c^\circ}$$



$$E = E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) + 0,06 \log \left(\frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right)$$



$$E = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + \frac{0,06}{5} \log \left(\frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]c^{\circ 8}} \right)$$



$$E = E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) + \frac{0,06}{2} \log \left(\frac{[\text{H}^+]p^\circ}{c^{\circ 2}p_{\text{H}_2}} \right)$$

II/B Diagramme de prédominance

Important TM6.3 : Diagramme de prédominance

Pour $\alpha\text{Red} = \beta\text{Ox} + Ne^-$ on a $E = E^\circ(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{N} \log\left(\frac{a_{\text{Ox}}^\beta}{a_{\text{Red}}^\alpha}\right)$

On utilisera alors une **convention de tracé** donnant la valeur de $(a_{\text{Ox}}^\beta)/(a_{\text{Red}}^\alpha)$ à la limite pour trouver E_{lim} , afin de tracer le diagramme de prédominance :

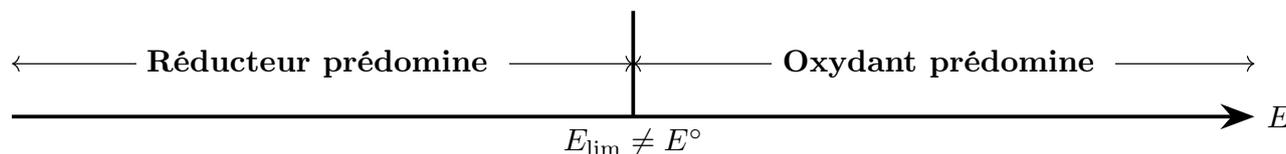


FIGURE TM6.1 – Diagramme de prédominance générique

Attention TM6.1 : Utilisation des diagrammes rédox

Ce raisonnement n'est valable **que pour un couple simple**, sans autres espèces dans la demi-réaction. À partir du moment où les protons H^+ interviennent, les diagrammes seront à 2 dimensions : ce sont les **diagrammes potentiel-pH** (cf. chapitre suivant).

♥ Définition TM6.4 : Force oxydants et réducteurs

Comme dans le cas des couples acide-base, on peut parler de la force d'un oxydant ou d'un réducteur selon la valeur du potentiel standard :

E°	Oxydant	Réducteur
Élevé	fort	faible
Bas	faible	fort

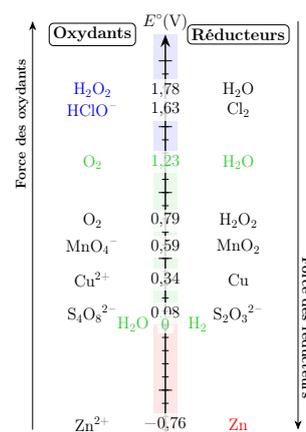


FIGURE TM6.2 – Échelle des E°

III Réactions entre couples

III/A Réactions d'oxydoréduction

Définition TM6.5 : Réaction d'oxydoréduction

Une réaction d'oxydoréduction est une réaction de **transfert d'électrons** entre deux espèces :



- ◇ L'oxydant capte un (des) électrons, il subit une réduction et son n.o. diminue ;
- ◇ Le réducteur cède un (des) électrons, il subit une oxydation et son n.o. augmente.

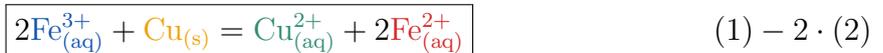
Attention TM6.2 : Réactions d'oxydoréduction

- ◇ Il n'y a jamais d'électrons dans la réaction bilan ;
- ◇ La somme des n.o. est conservée pendant une réaction rédox.

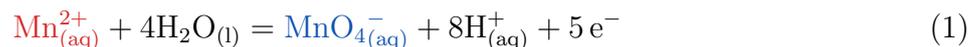
Application TM6.4 : Équilibrage d'équations rédox

- 1) Écrire et équilibrer la réaction entre $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}$ et $\text{Cu}_{(\text{s})}$. Les couples mis en jeu sont $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}$ et $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$.
- 2) Écrire et équilibrer la réaction entre $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$ et $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^{-}$. Les couples mis en jeu sont $\text{MnO}_{4(\text{aq})}^{-}/\text{Mn}_{(\text{aq})}^{2+}$ et $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+}/\text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$.

1) On écrit les deux demi-équations :



2) On écrit les deux demi-équations :



III/B Sens de réaction

Ainsi, comme pour les réactions acide-base, on peut déterminer la stabilité de certains ions en solution, que ce soit par la superposition des diagrammes de prédominance ou par la règle du gamma sur une échelle en E° :

Important TM6.4 : Sens spontané de réaction

Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, l'**oxydant le plus fort** (de E° le plus élevé) réagit avec le **réducteur le plus fort** (de E° le plus faible). Cette règle schématise avec la **règle du gamma**, voir Figure TM6.4.

Cela se détermine aussi avec un diagramme de prédominance. En effet, deux espèces de **domaines disjoints** vont réagir ensemble pour donner les espèces qui peuvent exister ensemble au même potentiel, voir Figure TM6.3.

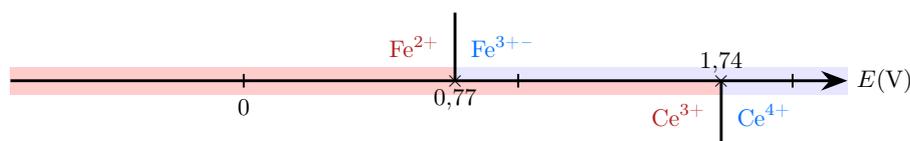


FIGURE TM6.3 – Domaines disjoints.

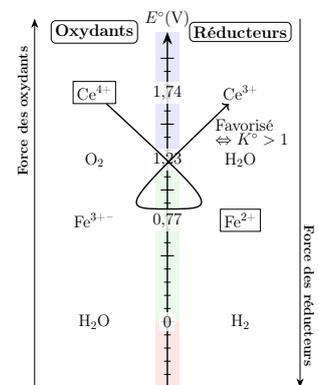
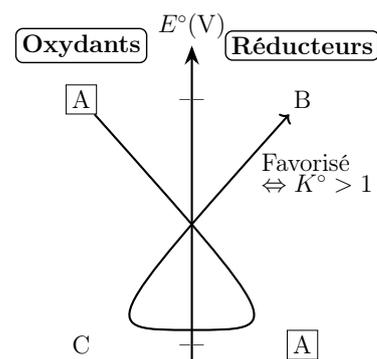
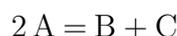


FIGURE TM6.4 – Échelle E°

III/C Cas particuliers

Définition TM6.6 : Dismutation

Une réaction dans laquelle le **réactif** est à la fois **oxydant** et **réducteur** est appelée **dismutation**. On la schématise par la règle du gamma ci-contre, et on écrit cette réaction



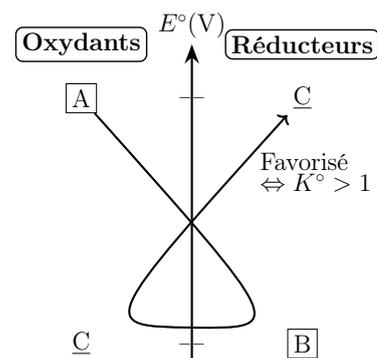
Exemple TM6.5 : Dismutation du fer

C'est le cas de l'ion Fe^{2+} qui intervient dans les couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ et Fe^{2+}/Fe : les potentiels standard donnent



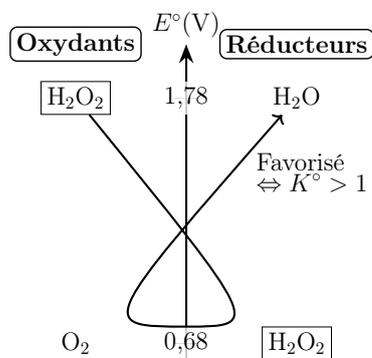
Définition TM6.7 : Médiamutation

Une réaction dans laquelle le **produit** est à la fois **oxydant** et **réducteur** est appelée **médiamutation**. On la schématise par la règle du gamma ci-contre, et on écrit cette réaction

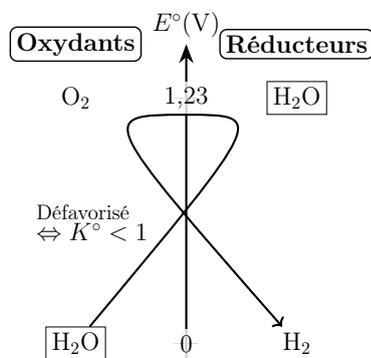


Application TM6.5 : Stabilité dis- ou médiamutation

Montrer que l'eau oxygénée H_2O_2 est instable et que l'eau est stable. On donne $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,78\text{ V}$, $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68\text{ V}$, $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23\text{ V}$ et $E^\circ(\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2) = 0,0\text{ V}$.



Spontanément, H_2O_2 réagit avec lui-même pour former H_2O et O_2 .



Spontanément, H_2 réagit avec O_2 lui-même pour former H_2O .

III/D Calcul de constantes d'équilibre

♥ Propriété TM6.3 : Constante d'équilibre redox

Il y a **unicité du potentiel** en solution : en présence de plusieurs couples rédox dans la solution, les potentiels des différents couples sont **égaux à l'équilibre**. Ainsi, pour une réaction :



On trouve
$$K^\circ = \exp\left(\frac{N_{\text{tot}} \mathcal{F}}{RT} (E_1^\circ - E_2^\circ)\right) \Leftrightarrow K^\circ = 10^{\frac{N_{\text{tot}}}{0,06} (E_1^\circ - E_2^\circ)}$$

♥ Démonstration TM6.1 : Constante d'équilibre redox

$$\begin{aligned} E_1 &= E_2 \\ \Leftrightarrow E_1^\circ + \frac{0,06}{N_{\text{tot}}} \log \frac{a_{\text{Ox}_1}^\alpha}{a_{\text{Red}_1}^\gamma} &= E_2^\circ + \frac{0,06}{N_{\text{tot}}} \log \frac{a_{\text{Ox}_2}^\delta}{a_{\text{Red}_2}^\beta} \quad \left. \begin{array}{l} \text{NERNST} \\ K = \frac{a_{\text{Red}_1}^\gamma a_{\text{Ox}_2}^\delta}{a_{\text{Ox}_1}^\alpha a_{\text{Red}_2}^\beta} \end{array} \right\} \\ \Leftrightarrow E_1^\circ - E_2^\circ &= \frac{0,06}{N_{\text{tot}}} \frac{a_{\text{Red}_1}^\gamma a_{\text{Ox}_2}^\delta}{a_{\text{Ox}_1}^\alpha a_{\text{Red}_2}^\beta} \\ \Leftrightarrow K &= 10^{\frac{N_{\text{tot}}}{0,06} (E_1^\circ - E_2^\circ)} \quad \left. \begin{array}{l} \text{NERNST} \\ K = \frac{a_{\text{Red}_1}^\gamma a_{\text{Ox}_2}^\delta}{a_{\text{Ox}_1}^\alpha a_{\text{Red}_2}^\beta} \end{array} \right\} \end{aligned}$$

Attention TM6.3 : Calcul de constantes

- ◇ Ne vous précipitez pas avec les formules, s'il est demandé de **déterminer l'expression** il faut faire le calcul!
- ◇ De même, ne vous trompez pas de sens dans la soustraction : tout dépend du sens de la réaction étudiée.
- ◇ On retrouvera la même chose que pour les réactions acide-base avec $\pm |\Delta E^\circ|$ selon que la réaction est favorisée ou non.

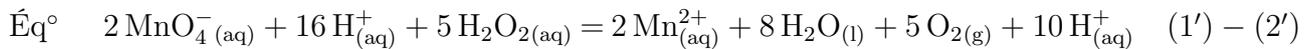
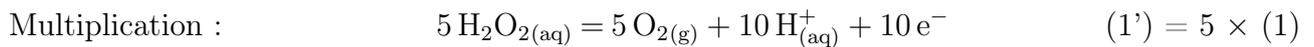
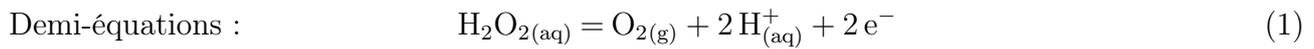
Important TM6.5 : Méthode de calcul de constantes

- 1 Écrire les demi-réactions électroniques ;
- 2 Écrire la réaction en les multipliant pour éliminer les électrons si nécessaire : on obtient N_{tot} le nombre total d'électrons échangés ;
- 3 Écrire **ensuite** les formules de NERNST **sur les équations multipliées** ;
- 4 Utiliser l'unicité du potentiel à l'équilibre ;
- 5 Faire apparaître et isoler K° ;
- 6 Souvent, K° est trop grand pour être calculé : on calculera alors $\log K^\circ$.

Application TM6.6 : Calcul de constante d'équilibre

Calculer la constante de réaction entre l'eau oxygénée et l'ion permanganate.

$$E_1^\circ = E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68 \text{ V} \text{ et } E_2^\circ = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}.$$



$$\Leftrightarrow E_1^\circ + \frac{0,06}{10} \log \left(\frac{p_{\text{O}_2}^5 [\text{H}^+]^{10}}{p^{\circ 5} c^{\circ 5} [\text{H}_2\text{O}_2]^5} \right) = E_2^\circ + \frac{0,06}{10} \log \left(\frac{[\text{MnO}_4^-]^2 [\text{H}^+]^{16}}{c^{\circ 16} [\text{Mn}^{2+}]^2} \right)$$

$$\Leftrightarrow \frac{0,06}{10} \left(\log \left(\frac{p_{\text{O}_2}^5 [\text{H}^+]^{10}}{p^{\circ 5} c^{\circ 5} [\text{H}_2\text{O}_2]^5} \right) - \log \left(\frac{[\text{MnO}_4^-]^2 [\text{H}^+]^{16}}{c^{\circ 16} [\text{Mn}^{2+}]^2} \right) \right) = E_2^\circ - E_1^\circ$$

$$\Leftrightarrow \frac{0,06}{10} \log \left(\frac{p_{\text{O}_2}^5 [\text{Mn}^{2+}]^2 c^{\circ 11}}{p^{\circ 5} [\text{H}_2\text{O}_2]^5 [\text{MnO}_4^-]^2 [\text{H}^+]^6} \right) = \frac{0,06}{10} \log K^\circ = E_2^\circ - E_1^\circ$$

$$\Leftrightarrow \log K^\circ = \frac{10}{0,06} (E_2^\circ - E_1^\circ)$$

Soit

$$K^\circ = 10^{140}$$

IV Piles électrochimiques

IV/A Présentation

♥ Exemple TM6.6 : Pile DANIELL

En imposant que le transfert d'électrons d'un couple se fasse par un **circuit électrique extérieur** à la solution, on pourra utiliser cette énergie en réalisant une pile. Pour les couples $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{ V}$ et $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{ V}$, on obtient

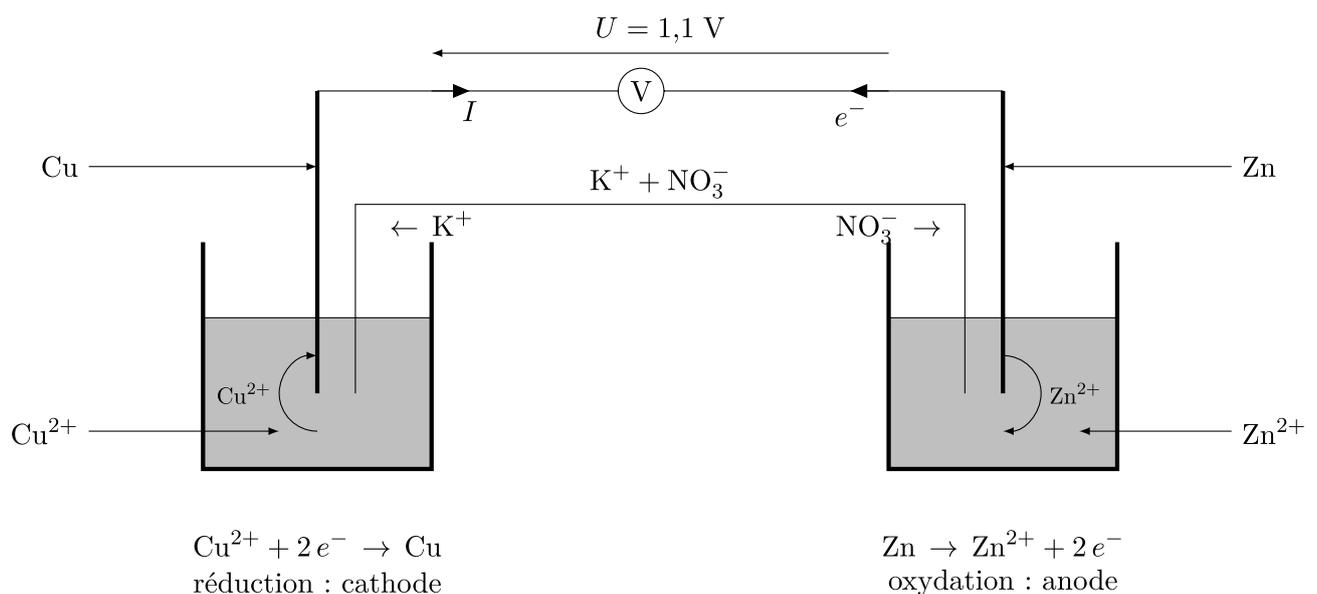


FIGURE TM6.5 – Présentation de la pile DANIELL : $\text{Cu}_{(\text{s})}^{2+} + \text{Zn}_{(\text{s})} = \text{Cu}_{(\text{s})} + \text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$

Définition TM6.8 : Piles électrochimiques

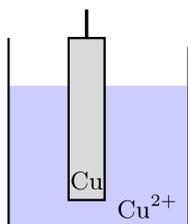
Une pile électrochimique est constituée de :

- ◇ Une **demi-pile** : deux espèces d'un couple rédox en contact
- ◇ Une **électrode** : le métal de la demi-pile qui plonge en solution : transfère les **électrons au sein** de la demi-pile
- ◇ Un **pont salin** : un tube contenant des ions en solution : transfère les **charges entre** les demi-piles (ferme le circuit)

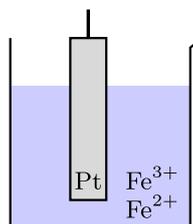
Dans chaque demi-pile se produit un processus d'oxydation ou de réduction :

- ◇ La **cathode** est le siège de la réduction ;
- ◇ L'**anode** est le siège de l'oxydation.

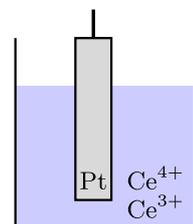
Exemple TM6.7 : Demi-piles usuelles



Demi-pile Cu^{2+}/Cu
 $\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+} + 2e^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$



Demi-pile $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$
 $\text{Fe}_{(\text{aq})}^{3+} + e^- = \text{Fe}_{(\text{aq})}^{2+}$



Demi-pile $\text{Ce}^{4+}/\text{Ce}^{3+}$
 $\text{Ce}_{(\text{aq})}^{4+} + e^- = \text{Ce}_{(\text{aq})}^{3+}$

Si l'une des espèces du couple n'est pas métallique et donc ne peut être l'électrode, on utilisera une électrode faite en un autre métal peu oxydable afin d'assurer l'échange d'électrons au sein de la solution, par exemple le platine.

Important TM6.6 : Production et réception des électrons

Les électrons sont produits par l'oxydation, donc à l'anode, et sont reçus *via* la réduction, donc à la cathode.

Notation TM6.1 : Pile schématique

Schématiquement et sur l'exemple de la pile DANIELL, on peut les représenter par



IV/B Force électromotrice

Définition TM6.9 : Potentiel d'électrode et f.e.m.

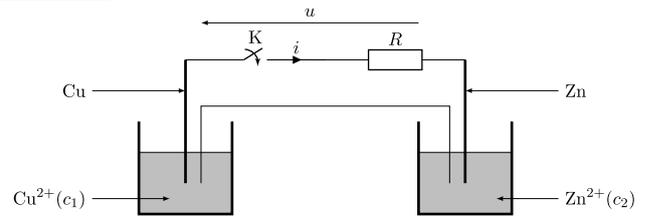
La force électromotrice (f.e.m.) e est la **tension** mesurée aux bornes d'une pile **qui ne débite pas** ; elle s'exprime donc en volts, telle que

$$e = V_+ - V_- = E(\text{Ox}_1/\text{Red}_1) - E(\text{Ox}_2/\text{Red}_2)$$

avec E_1 et E_2 les **potentiels d'électrode** des couples. Elle traduit le **déséquilibre chimique** d'une réaction spontanée envisageable.

Application TM6.7 : f.e.m. de la pile DANIELL

On prépare une pile DANIELL avec les concentrations c_1 en ions Cu^{2+} et c_2 en ions Zn^{2+} , et on relie les électrodes par une résistance (ou une ampoule). Au début de l'établissement du courant, quelle est la tension de la pile ?



On donne $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ et $c_1 = c_2 = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$E_G = E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}]_0 = 0,28 \text{ V}$$

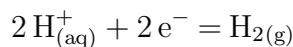
$$E_D = E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + \frac{0,06}{2} \log[\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}]_0 = -0,82 \text{ V}$$

$$\Leftrightarrow u(0) = e = |E_D - E_G| \Rightarrow e = 1,10 \text{ V}$$

Définition TM6.10 : Électrodes de référence

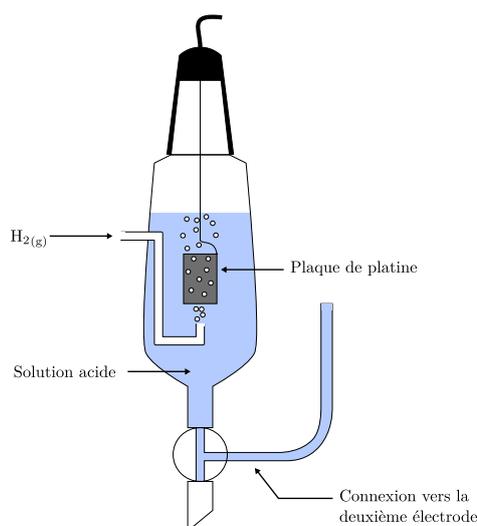
On ne peut accéder expérimentalement au potentiel d'une unique électrode, on ne mesure que des différences de potentiel. On utilise pour cela des électrodes de référence dont on connaît les potentiels par définition. On trouve :

- ◇ L'électrode standard à hydrogène (ESH) : il s'agit de la référence absolue, siège du couple de l'eau $\text{H}_2\text{O}_{(l)}/\text{H}_{2(g)}$:



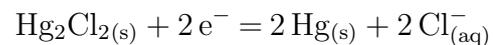
avec $[\text{H}^+] = c^\circ = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $p_{\text{H}_2} = p^\circ = 1 \text{ bar}$; fil de platine en solution. Ainsi,

$$E_{\text{ESH}} = 0,00 \text{ V}$$



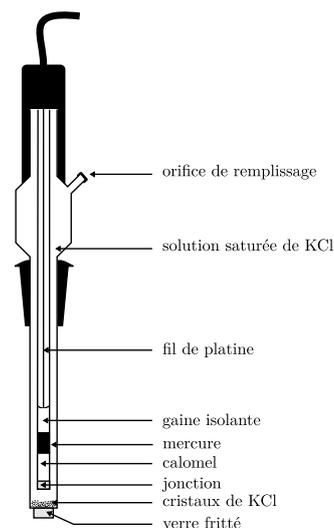
Electrode Standard à Hydrogène (ESH)

- ◇ L'électrode au calomel saturé (ECS) : dans la pratique, on utilise souvent cette électrode, siège du couple :



Pour garder la concentration en Cl^- constante, on sature la solution en chlorure de potassium $\text{KCl}_{(s)}$, d'où son nom. Ainsi,

$$E_{\text{ECS}} = 0,24 \text{ V}$$



Electrode au Calomel Saturé (ECS)

- ◇ On trouve également une électrode au chlorure d'argent avec le couple $\text{AgCl}_{(s)}/\text{Ag}_{(s)}$ avec une solution saturée en ions Cl^- .

IV/C Charge totale d'une pile

Tant que la pile débite, la réaction se fait dans le sens direct jusqu'à atteindre l'équilibre chimique, i.e. $Q_{r,f} = Q_{r,eq} = K^\circ$, ou jusqu'à rupture d'équilibre. Durant ce temps total, elle aura délivré une certaine quantité d'électricité. On trouve alors :

♥ Propriété TM6.4 : Quantité d'électricité d'une pile

La quantité d'électricité q d'une pile est la charge qu'elle peut délivrer jusqu'à épuisement, et s'exprime :

$$q = N_{\text{tot}} \xi_f \mathcal{F}$$

avec $\mathcal{F} = \mathcal{N}_A e \approx 96\,500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ la charge électrique dans une mole d'électrons.

♥ Démonstration TM6.2 : Quantité d'électricité d'une pile

Équation		αOx_1	+	βRed_2	=	γRed_1	+	δOx_2	e^-
Initial	$\xi = 0$	n_1		n_2		n_3		n_4	0
Interm.	ξ	$n_1 - \alpha \xi$		$n_2 - \beta \xi$		$n_3 + \gamma \xi$		$n_4 + \delta \xi$	$N_{\text{tot}} \xi$
Final	ξ_f	$n_1 - \alpha \xi_f$		$n_2 - \beta \xi_f$		$n_3 + \gamma \xi_f$		$n_4 + \delta \xi_f$	$N_{\text{tot}} \xi_f$

Ainsi,

$$q = \underbrace{N_{\text{tot}} \xi_f}_{\text{mol}} \cdot \underbrace{\mathcal{N}_A}_{\text{mol}^{-1}} \cdot \underbrace{e}_{\text{C}} \Leftrightarrow q = n \xi_f \mathcal{F}$$

Application TM6.8 : Charge de la pile DANIELL

Soit une pile DANIELL constituée de $c_1 = c_2 = c = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de Cu^{2+} et de Zn^{2+} ayant chacun un volume $V = 100 \text{ mL}$. Déterminer sa charge totale en coulomb d'abord, puis en A·h ensuite.

Équation		$\text{Cu}_{(\text{aq})}^{2+}$	+	$\text{Zn}_{(\text{s})}$	→	$\text{Cu}_{(\text{s})}$	+	$\text{Zn}_{(\text{aq})}^{2+}$	e^-
Initial	$\xi = 0$	n_1		excès		excès		n_2	0
Final	ξ_f	$n_1 - \xi_f$		excès		excès		$n_2 + \xi_f$	$2\xi_f$

Dans ce cas, la réaction est **totale** :

$$\log K = \frac{2}{0,06} |\Delta E^\circ| \approx 37$$

$$\Rightarrow \xi_f = \xi_{\text{max}} = cV = 1 \times 10^{-3} \text{ mol} \Rightarrow \boxed{Q = 2\xi_f \mathcal{F}} \Rightarrow \underline{q = 193 \text{ C} \approx 0,05 \text{ A} \cdot \text{h}}$$