

## Définitions S2.C&D

### Extrait programme officiel PCSI

#### 4. Transformations chimiques en solution aqueuse

##### 4.2 Réactions d'oxydo-réduction

###### Oxydants et réducteurs, réactions d'oxydoréduction

Nombre d'oxydation.

Exemples d'oxydants et de réducteurs minéraux usuels : nom et formule des ions thiosulfate, permanganate, hypochlorite, du dichlore, du peroxyde d'hydrogène, du dioxygène, du dihydrogène, des métaux.

Pile, tension à vide, potentiel d'électrode, potentiel standard, formule de Nernst, électrodes de référence.

Diagrammes de prédominance ou d'existence.

Aspect thermodynamique des réactions d'oxydo-réduction.

Dismutation et médiamutation.

###### Diagramme potentiel-pH

Principe de construction, lecture et utilisation d'un diagramme potentiel-pH.

Diagramme potentiel-pH de l'eau.

- Lier la position d'un élément dans le tableau périodique et le caractère oxydant ou réducteur du corps simple correspondant.
- Prévoir les nombres d'oxydation extrêmes d'un élément à partir de sa position dans le tableau périodique.
- Identifier l'oxydant et le réducteur d'un couple.
- Décrire le fonctionnement d'une pile à partir d'une mesure de tension à vide ou à partir des potentiels d'électrode.
- Déterminer la capacité électrique d'une pile.
- Utiliser les diagrammes de prédominance ou d'existence pour prévoir les espèces incompatibles ou la nature des espèces majoritaires.
- Prévoir qualitativement ou quantitativement le caractère thermodynamiquement favorisé ou défavorisé d'une réaction d'oxydo-réduction à partir des potentiels standard des couples.
- Associer les différents domaines d'un diagramme potentiel-pH fourni à des espèces chimiques données.
- Déterminer, par le calcul, la valeur de la pente d'une frontière d'un diagramme potentiel-pH.
- Justifier la position d'une frontière verticale dans un diagramme potentiel-pH.
- Prévoir le caractère thermodynamiquement favorisé ou non d'une transformation par superposition de diagrammes potentiel-pH.
- Discuter de la stabilité des espèces dans l'eau.
- Prévoir une éventuelle dismutation ou médiamutation en fonction du pH du milieu.
- Confronter les prévisions à des données expérimentales et interpréter d'éventuels écarts en termes cinétiques.

## Capacités exigibles

- Savoir équilibrer une demi-équation électronique et déterminer le nombre d'électrons échangés.
  - Savoir équilibrer une équation d'oxydoréduction et déterminer le nombre d'électrons échangés.
  - Savoir déterminer les n.o. des atomes d'une espèce chimique.
  - Savoir utiliser les n.o. pour prévoir la nature d'une transformation et équilibrer son équation.
  - Savoir représenter et utiliser une échelle redox pour prévoir une réaction d'oxydoréduction.
  - Savoir identifier une réaction d'oxydation, de réduction, de dismutation et de médiamutation.
  - Savoir écrire un tableau d'avancement d'une réaction d'oxydoréduction.
  - Savoir écrire et utiliser la représentation conventionnelle d'une demi-pile et d'une pile.
  - Savoir définir et déterminer : la polarité, la f.e.m., la capacité, les réactions aux bornes, l'équation de fonctionnement et l'état final d'une pile.
  - Savoir déterminer la valeur d'une constante d'équilibre pour une réaction d'oxydo-réduction.
  - Savoir déterminer un potentiel standard par combinaison d'autres grandeurs ( $E^\circ$ ,  $K^\circ$ , etc.).
  - Savoir décrire et utiliser les résultats d'un dosage d'oxydo-réduction.
- 
- Déterminer les nombres d'oxydation de l'élément dans les différentes espèces chimiques.
  - Reconnaître les couples acide/base ou oxydant/réducteur.
  - Faire un tableau indiquant les différentes frontières entre les espèces chimiques.
  - Tracer le domaine de stabilité thermodynamique de l'eau.

## Cours S2 C.1 : Nombre d'oxydation

### Définition

Nombre d'oxydation d'un atome A (noté n.o.(A)) : nombre algébrique, noté en chiffre romain, qui permet de déterminer l'état (ou le degré) d'oxydation d'un atome isolé ou appartenant à un édifice polyatomique. S'il traduit la perte d'électrons par rapport à l'atome neutre, il est positif. S'il traduit le gain d'électrons par rapport à l'atome neutre, il est négatif.

### Détermination des nombres d'oxydation (n.o.)

En fonction des espèces chimiques, il faut suivre les règles suivantes :

1) Pour un élément chimique donné, on observe que le nombre d'oxydation varie entre deux valeurs limites qui peuvent être prévues, n.o.<sub>min</sub> en ajoutant des électrons à la configuration électronique jusqu'à obtenir celle du gaz rare de la période et n.o.<sub>max</sub> en enlevant tous les électrons de valence.

Exemple : Cl : [Ne] (3s)<sup>2</sup> (3p)<sup>5</sup> => n.o.<sub>min</sub>(Cl) = - I et n.o.<sub>max</sub>(Cl) = + VII

2) Le n.o. d'un atome pour un **atome isolé** ou pour un **ion monoatomique** est égal au nombre algébrique de charge.

Exemples : He : n.o.(He) = 0, Na<sup>+</sup> : n.o.(Na) = + I, Mn<sup>2+</sup> : n.o.(Mn) = + II, Cl<sup>-</sup> : n.o.(Cl) = - I

3) Le n.o. d'un atome dans un **corps pur simple** (molécule ou solide qui ne contient qu'un seul type d'atome) est nul.

Exemples : N<sub>2</sub> : n.o.(N) = 0, Na<sub>(s)</sub> : n.o.(Na) = 0, Cl<sub>2</sub> : n.o.(Cl) = 0, Fe<sub>(s)</sub> : n.o.(Fe) = 0

4) Dans un **composé ionique solide** :

Le n.o. des atomes est égal au nombre algébrique de la charge de chaque ion monoatomique.

Exemples : dans NaCl : n.o.(Na) = +I, n.o.(Cl) = - I, dans FeO<sub>(s)</sub> : n.o.(Fe) = +II, n.o.(O) = - II

5) Dans une **molécule ou un ion moléculaire**, il faut utiliser des règles d'attribution des électrons de valence pour chaque atome et liaison de l'édifice :

- lorsque deux atomes différents sont unis par une liaison covalente, tous les électrons de la liaison sont attribués arbitrairement à l'élément le plus électronégatif (cf. polarité) ;
- lorsque deux atomes identiques sont unis par une liaison covalente, les électrons de la liaison sont répartis de manière symétrique ;
- les électrons des doublets non-liants sont attribués à l'atome qui les porte.

On calcule alors le nombre de charge « fictive » de chaque atome en comparant le nombre d'électrons de valence de l'élément au nombre d'électrons qui lui a été attribué (comme décrit précédemment). Si on constate une perte d'électron la charge « fictive » est positive, si on constate un gain d'électron la charge « fictive » est négative.

Le n.o. de chaque atome est alors égal au nombre de charge fictive pour cet atome dans l'édifice.

Exemples : eau : H<sub>2</sub>O : pour les 2 H, n.o.(H) = + I, n.o.(O) = - II,  
peroxyde d'hydrogène : H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> : pour les 2 H, n.o.(H) = + I, pour les 2 O, n.o.(O) = - I

6) Dans un édifice polyatomique, la conservation de la charge impose que la somme des n.o. de tous les atomes soit égale au nombre de charge globale de l'édifice.

Exemple : ion sulfate :  $\text{SO}_4^{2-}$  : n.o.(O) = - II et n.o.(S) = + VI  
 $\Rightarrow$  n.o.(S) + 4 n.o.(O) = - II (charge globale)

**N.B.** : si on connaît un des n.o. et la charge globale on peut donc en déduire le n.o. manquant.

Exemple : ion permanganate :  $\text{MnO}_4^-$  : n.o.(O) = - II et n.o.(Mn) + 4 n.o.(O) = - I (charge globale)  
 $\Rightarrow$  n.o.(Mn) = - I - 4  $\times$  (- II) = + VII

7) Pour l'élément oxygène, son électronégativité est la plus grande après celle du fluor et l'atome d'oxygène est divalent, donc dans la plupart des composés **n.o.(O) = - II**, sauf lorsqu'il y a des liaisons simples O-O (liaison peroxyde) ou des liaisons simples O-F (très rare).

Exemples :  $\text{F}_2\text{O}$  : n.o.(O) = + II,  $\text{H}_2\text{O}_2$  (ou R-O-O-R peroxyde) : n.o.(O) = - I,  $\text{O}_2$  : n.o.(O) = 0

8) Pour l'élément hydrogène, son électronégativité est l'une des plus petites après celle des métaux et l'atome d'hydrogène est monovalent, donc dans la plupart des composés **n.o.(H) = + I**, sauf lorsqu'il y a une liaison simple H-H ou des liaisons simples H-Métal.

Exemples : NaH : n.o.(H) = - I,  $\text{H}_2$  : n.o.(H) = 0

### Exemples de molécules et d'ions moléculaires

les « ( » représentent l'attribution des paires de liaisons à l'atome le plus électronégatif ;  
 les « | » représentent le partage symétrique des paires de liaisons entre les deux atomes.

<b>CH<sub>4</sub> méthane</b> n.o.(C) = + IV	<b>CO<sub>2</sub> dioxyde de carbone</b> n.o.(C) = + IV	<b>HCl chlorure d'hydrogène</b> n.o.(Cl) = - I
<b>C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> éthane</b> n.o.(C <sub>g</sub> ) = n.o.(C <sub>d</sub> ) = - III	<b>acide 2-bromoéthanoïque</b> n.o.(C <sub>g</sub> ) = - I et n.o.(C <sub>d</sub> ) = + III	<b>SO<sub>2</sub> dioxyde de soufre</b> n.o.(S) = + IV
<b>CN<sup>-</sup> ion cyanure</b> n.o.(C) = + II	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ion carbonate</b> n.o.(C) = + IV	<b>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub><sup>2-</sup> ion thiosulfate</b> n.o.(S <sub>g</sub> ) = 0 et n.o.(S <sub>c</sub> ) = + IV

## Cours S2 C.2 : Couple oxydant/réducteur

### Définitions

- Réducteur, noté Red : espèce susceptible de donner un ou plusieurs électrons.
- Oxydant, noté Ox : espèce susceptible d'accepter un ou plusieurs électrons.
- Couple oxydant/réducteur (ou couple redox), noté Ox/Red : association de 2 espèces qui échangent un ou plusieurs électrons (n) ; on écrit alors une demi-équation électronique :



- Potentiel standard d'un couple redox, noté  $E^\circ(\text{Ox/Red})$  : grandeur thermodynamique exprimée en Volt (V) qui caractérise la réactivité potentielle de l'oxydant et du réducteur du couple ; il dépend de la température et des conditions de pH.
- Échelle redox : on place par convention sur un axe vertical gradué en Volt (V) l'oxydant à gauche et le réducteur à droite par rapport à la valeur du potentiel standard  $E^\circ$  de leur couple.

### Exemples de potentiels standard $E^\circ$ pour pH = 0 et à T = 298 K :

Oxydant	$E^\circ$ (V)	Réducteur
F <sub>2</sub>	+2,87	F <sup>-</sup>
S <sub>2</sub> O <sub>8</sub> <sup>2-</sup>	+2,01	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
Au <sup>+</sup>	+1,69	Au
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	+1,51	Mn <sup>2+</sup>
O <sub>2</sub>	+1,23	H <sub>2</sub> O
O <sub>2</sub>	+0,70	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
Cu <sup>2+</sup>	+0,34	Cu
CH <sub>3</sub> CHO	+0,19	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH
S <sub>4</sub> O <sub>6</sub> <sup>2-</sup>	+0,08	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>
H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	0,00	H <sub>2(g)</sub>
CH <sub>3</sub> CO <sub>2</sub> H	-0,12	CH <sub>3</sub> CHO
Pb <sup>2+</sup>	-0,13	Pb
Sn <sup>2+</sup>	-0,13	Sn
Ni <sup>2+</sup>	-0,25	Ni
Cd <sup>2+</sup>	-0,40	Cd
Fe <sup>2+</sup>	-0,44	Fe
Cr <sup>3+</sup>	-0,74	Cr
Zn <sup>2+</sup>	-0,76	Zn

### Équilibrage d'une demi-équation électronique d'un couple redox

- Pour équilibrer une demi-équation électronique on suit obligatoirement l'ordre suivant :
  - \* si besoin, on équilibre l'élément chimique commun du couple redox avec des coefficients stœchiométriques ;
  - \* si besoin, on équilibre les atomes d'oxygène avec des molécules d'eau H<sub>2</sub>O ;
  - \* si besoin, on équilibre les atomes d'hydrogène avec des protons H<sup>+</sup> ;
  - \* dans tous les cas, on équilibre les charges avec un ou plusieurs électrons (n) placés du côté de l'oxydant.

(1)	$\text{Na}^+ / \text{Na}_{(s)}$	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}_{(s)}$	$n = 1$
(2)	$\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_{2(g)} + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-$	$n = 2$
(3)	$\text{H}^+ / \text{H}_{2(g)}$	$2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{H}_{2(g)}$	$n = 2$
(4)	$\text{O}_{2(g)} / \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}^+ + 4 e^- = 2 \text{H}_2\text{O}$	$n = 4$
(5)	$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	$n = 5$
(6)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 e^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	$n = 6$

- Si on veut remplacer les protons  $\text{H}^+$  qui n'existe pas en solution aqueuse par des ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$ , il faut ajouter autant de molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  de l'autre côté de la demi-équation électronique que l'on a de protons  $\text{H}^+$  au départ et simplifier si besoin.

On considère que l'on est en milieu acide et par convention, on travaille à  $\text{pH} = 0$  :

(1) inchangé	$\text{Na}^+ / \text{Na}_{(s)}$	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}_{(s)}$	$n = 1$
(2) inchangé	$\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_{2(g)} + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-$	$n = 2$
<b>(3' = nouveau couple)</b>	$\underline{\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2(g)}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 e^- = \text{H}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}$	$n = 2$
<b>(4) modifié</b>	$\text{O}_{2(g)} / \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_{2(g)} + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 e^- = 6 \text{H}_2\text{O}$	$n = 4$
<b>(5) modifié</b>	$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+ + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$	$n = 5$
<b>(6) modifié</b>	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+ + 6 e^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$	$n = 6$

- Si on veut équilibrer en solution aqueuse basique, il faut remplacer les protons  $\text{H}^+$  par des molécules d'eau  $\text{H}_2\text{O}$  et ajouter de l'autre côté de la demi-équation électronique le même nombre d'ions hydroxyde  $\text{HO}^-$  et simplifier si besoin.

On considère que l'on est en milieu basique et par convention, on travaille à  $\text{pH} = 14$  :

(1) inchangé	$\text{Na}^+ / \text{Na}_{(s)}$	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}_{(s)}$	$n = 1$
(2) inchangé	$\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_{2(g)} + 2 e^- = 2 \text{Cl}^-$	$n = 2$
<b>(3'' = nouveau couple)</b>	$\underline{\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2(g)}$	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{H}_{2(g)} + 2 \text{HO}^-$	$n = 2$
<b>(4' = nouveau couple)</b>	$\underline{\text{O}_{2(g)} / \text{HO}^-}$	$\text{O}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 e^- = 4 \text{HO}^-$	$n = 4$
<b>(5) modifié</b>	$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 e^- = \text{Mn}^{2+} + 8 \text{HO}^-$	$n = 5$
<b>(6) modifié</b>	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 7 \text{H}_2\text{O} + 6 e^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 14 \text{HO}^-$	$n = 6$

**N.B.** : a priori, le potentiel standard  $E^\circ$  en milieu basique n'est plus le même sauf si la demi-équation électronique ne change pas.

- On peut aussi utiliser d'autres ions pour équilibrer dans le cas où on est en présence de composé ionique solide, il faut obligatoirement prendre le même ion que celui présent dans celui-ci.

	ion à utiliser		
$\underline{\text{AgCl}}_{(s)} / \text{Ag}_{(s)}$	$\text{Cl}^-$	$\text{AgCl}_{(s)} + e^- = \text{Ag}_{(s)} + \text{Cl}^-$	$n = 1$
$\text{PbO}_{2(s)} / \underline{\text{Pb(SO}_4)}_{(s)}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{PbO}_{2(s)} + \text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Pb(SO}_4)_{(s)} + 2 \text{H}_2\text{O}$	$n = 2$

## Cours S2 C.3 : Réaction d'oxydoréduction

### Définitions

- Réduction : réaction chimique dans laquelle l'oxydant Ox d'un couple redox accepte  $n$  électrons pour former le réducteur Red associé ;  $Ox + n e^- = Red$ . Le n.o. de l'élément réduit diminue.
- Oxydation : réaction chimique dans laquelle le réducteur Red d'un couple redox cède  $n$  électrons pour former l'oxydant Ox ;  $Red = Ox + n e^-$ . Le n.o. de l'élément oxydé augmente.
- Pouvoir oxydant : caractérise la capacité d'un oxydant d'un couple redox à réagir (lors de sa réduction). Plus le potentiel standard  $E^\circ$  est élevé plus le pouvoir oxydant est fort (il réagit plus).
- Pouvoir réducteur : caractérise la capacité d'un réducteur d'un couple redox à réagir (lors de son oxydation). Plus le potentiel standard  $E^\circ$  est faible plus le pouvoir réducteur est fort (il réagit plus).
- Réaction d'oxydoréduction : réaction chimique entre un réducteur Red<sub>1</sub> et un oxydant Ox<sub>2</sub> de deux couples redox différents. Red<sub>1</sub> est oxydé en Ox<sub>1</sub> et Ox<sub>2</sub> est réduit en Red<sub>2</sub>.

### Équilibrage de l'équation d'une réaction d'oxydoréduction

- Les électrons n'existent pas en solution aqueuse, ils doivent être obligatoirement échangés entre un réducteur et un oxydant de deux couples redox (ou transiter par un circuit électrique). Pour obtenir l'équation d'une réaction d'oxydoréduction entre un réducteur Red<sub>1</sub> et un oxydant Ox<sub>2</sub> de deux couples redox, Ox<sub>1</sub>/Red<sub>1</sub> ( $n_1$ ) et Ox<sub>2</sub>/Red<sub>2</sub> ( $n_2$ ), il faut le même nombre d'électrons échangés.
- Si  $n_1 = n_2 = n_{\text{éch}}$  = nombre d'électrons échangés, on additionne les demi-équations électroniques correspondant à l'oxydation de Red<sub>1</sub> et de la réduction de Ox<sub>2</sub> en simplifiant les électrons et les éventuelles autres espèces chimiques (H<sub>2</sub>O, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, HO<sup>-</sup>, etc) présentes des deux côtés.
- Si  $n_1 \neq n_2$ , on détermine les nombres entiers  $x$  et  $y$  tels que :  $x \times n_1 = y \times n_2 = n_{\text{éch}}$  soit le plus petit et on fait la combinaison linéaire pondérée (avec les coefficients  $x$  et  $y$ ) des demi-équations électroniques de l'oxydation de Red<sub>1</sub> et de la réduction de Ox<sub>2</sub> en simplifiant les électrons et les éventuelles autres espèces chimiques (H<sub>2</sub>O, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, HO<sup>-</sup>, etc) présentes des deux côtés.

Exemple : oxydation du sodium Na<sub>(s)</sub> par l'ion permanganate MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> (ce dernier est réduit)

Na<sup>+</sup> / Na<sub>(s)</sub> : (1)  $Na^+ + e^- = Na_{(s)}$  ( $n_1 = 1$ )  $\Leftrightarrow$  Na<sub>(s)</sub> est le réducteur qui va être oxydé dans le sens inverse (-1) :  $Na_{(s)} = Na^+ + e^-$  (oxydation)

MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> / Mn<sup>2+</sup> : (2)  $MnO_4^- + 8 H_3O^+ + 5 e^- = Mn^{2+} + 12 H_2O$  ( $n_2 = 5$ )  $\Leftrightarrow$  MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> est l'oxydant qui va être réduit dans le sens direct (2) :  $MnO_4^- + 8 H_3O^+ + 5 e^- = Mn^{2+} + 12 H_2O$  (réduction)

de plus  $n_1 \neq n_2 \Rightarrow$  donc on choisit  $x = n_2 = 5$  et  $y = n_1 = 1 \Leftrightarrow x \times n_1 = y \times n_2 = n_{\text{éch}} = 5$  (PPCM)

$1 \times (2) + 5 \times (-1) \Rightarrow MnO_4^- + 8 H_3O^+ + 5 Na_{(s)} = Mn^{2+} + 12 H_2O + 5 Na^+$  à pH = 0

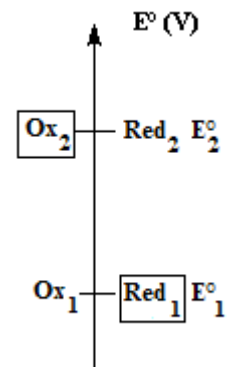
### ATTENTION :

- On ne peut pas combiner des demi-équations électroniques qui ne sont pas équilibrées avec la même convention (par exemple l'une à pH = 0 et l'autre à pH = 14).
- Au final, l'équation ne doit pas mélanger les espèces H<sup>+</sup>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> et HO<sup>-</sup>.

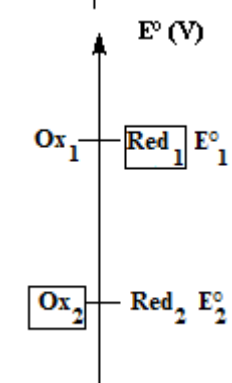
### Prévision graphique

- Lorsqu'on mélange un oxydant Ox<sub>2</sub> et un réducteur Red<sub>1</sub> l'utilisation de l'échelle redox permet de prévoir leur réactivité potentielle ; on peut envisager deux cas.

- On observe que si  $E_2^\circ > E_1^\circ \Leftrightarrow E_2^\circ - E_1^\circ > 0$  (ci-contre)  
 $\Leftrightarrow \text{Ox}_2$  est en haut à gauche et  $\text{Red}_1$  est en bas à droite ;  
 les deux réactifs ont un pouvoir oxydant et réducteur supérieur à ceux des produits, ils sont dits « incompatibles », c'est-à-dire qu'ils ne peuvent pas coexister en même temps dans le milieu ;  
 il faut envisager une réaction d'oxydoréduction spontanée ( $K^\circ > 1$ ) entre les deux réactifs :  $\text{Ox}_2 + \text{Red}_1 = \text{Ox}_1 + \text{Red}_2$  (à équilibrer)  
 elle pourra même être quasi-totale ( $K^\circ > 10^4$ ) si  $E_2^\circ - E_1^\circ > 0,25 \text{ V}$  (il y a disparition du réactif limitant  $\Rightarrow \xi \approx \xi_{\text{max}}$ ).



- On observe que si  $E_2^\circ < E_1^\circ \Leftrightarrow E_2^\circ - E_1^\circ < 0$  (ci-contre)  
 $\Leftrightarrow \text{Ox}_2$  est en bas à gauche et  $\text{Red}_1$  est en haut à droite ;  
 les deux réactifs ont un pouvoir oxydant et réducteur inférieur à ceux des produits, ils sont dits « compatibles », c'est-à-dire qu'ils peuvent coexister en même temps dans le milieu ;  
 il faut envisager une réaction d'oxydoréduction limitée ( $K^\circ < 1$ ) entre les deux réactifs :  $\text{Ox}_2 + \text{Red}_1 \rightleftharpoons \text{Ox}_1 + \text{Red}_2$  (à équilibrer)  
 elle pourra même être négligée ( $K^\circ < 10^{-4}$ ) si  $E_2^\circ - E_1^\circ < -0,25 \text{ V}$  (la composition est quasi-constante  $\Rightarrow \xi \approx 0$ ).



### Médiamutation : cas des espèces du fer $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}_{(s)}$

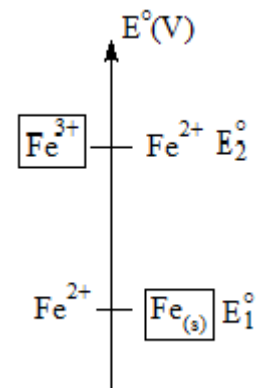
$(\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}_{(s)}) ; \text{Fe}^{2+} + 2 e^- = \text{Fe}_{(s)} ; E_1^\circ = -0,44 \text{ V} ; n_1 = 2 ;$

$(\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) ; \text{Fe}^{3+} + 1 e^- = \text{Fe}^{2+} ; E_2^\circ = 0,77 \text{ V} ; n_2 = 1 ;$

Que se passe-t-il si on introduit  $\text{Fe}^{3+}$  et  $\text{Fe}_{(s)}$  en solution ?

$E_2^\circ > E_1^\circ \Rightarrow \text{Fe}^{3+}$  est l'oxydant le plus fort et  $\text{Fe}_{(s)}$  est le réducteur le plus fort

$E_2^\circ - E_1^\circ = 0,77 - (-0,44) = 1,21 \text{ V} \Rightarrow K^\circ > 10^4 \Rightarrow$  la réaction est quasi-totale



Les 2 espèces  $\text{Fe}^{3+}$  (oxydant) et  $\text{Fe}_{(s)}$  (réducteur) ne peuvent pas coexister en solution.

La réaction donne le même produit ici  $\text{Fe}^{2+}$ , l'un des deux réactifs doit « disparaître »

$\Rightarrow$  c'est une médiamutation :  $2 \text{Fe}^{3+} + \text{Fe}_{(s)} = 3 \text{Fe}^{2+} ; n_{\text{éch}} = 2 = n_1 = 2 \times n_2$

### Dismutation : cas d'une espèce instable le cuivre (I) $\text{Cu}^+$

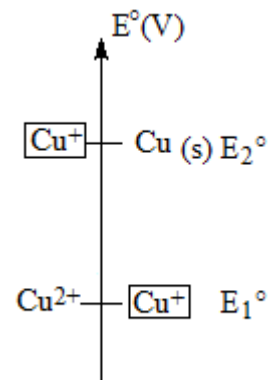
$(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+) ; \text{Cu}^{2+} + 1 e^- = \text{Cu}^+ ; E_1^\circ = 0,16 \text{ V} ; n_1 = 1 ;$

$(\text{Cu}^+ / \text{Cu}_{(s)}) ; \text{Cu}^+ + 1 e^- = \text{Cu}_{(s)} ; E_2^\circ = 0,52 \text{ V} ; n_2 = 1 ;$

Que se passe-t-il si on introduit  $\text{Cu}^+$  en solution ?

$E_2^\circ > E_1^\circ \Rightarrow \text{Cu}^+$  est à la fois l'oxydant le plus fort et le réducteur le plus fort

$E_2^\circ - E_1^\circ = 0,52 - 0,16 = 0,36 \text{ V} \Rightarrow K^\circ > 10^4 \Rightarrow$  la réaction est quasi-totale



L'ion  $\text{Cu}^+$  doit « disparaître », il n'existe quasiment pas en solution, on dit qu'il est instable

$\Rightarrow$  c'est une dismutation :  $2 \text{Cu}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{Cu}_{(s)} ; n_{\text{éch}} = 1 = n_1 = n_2$



## Cours S2 C.4 : Potentiel d'oxydoréduction (ou d'électrode)

### Définitions

#### Demi-pile ou « électrode »

C'est l'ensemble de l'oxydant et du réducteur d'un même couple redox en contact avec un conducteur électrique solide que l'on appelle électrode qui peut être l'une des espèces du couple (métal) ou une électrode inerte (fil de platine noté Pt<sub>(s)</sub> ou plaque de platine avec un dépôt de grains de platine pour augmenter la surface de contact si une des espèces est gazeuse noté Pt<sub>(Pt)</sub> ou barreau de graphite par exemple dans l'industrie noté C<sub>(graphite)</sub>). Par extension on utilise le terme d'« électrode » pour désigner la demi-pile. Conventionnellement on représente une demi-pile en séparant les différentes phases (solides, liquides, gaz) par des traits verticaux | :

#### Exemples :

Électrode de cuivre : couple Cu<sup>2+</sup>/Cu<sub>(s)</sub> => | Cu<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup><sub>(aq)</sub> | Cu<sub>(s)</sub>

Électrode de platine plongeant dans une solution dont deux ions forment le couple redox :

couple Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup> => | Fe<sup>3+</sup><sub>(aq)</sub>, Fe<sup>2+</sup><sub>(aq)</sub>, Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> | Pt<sub>(s)</sub>

Électrodes à gaz : couple Cl<sub>2(g)</sub>/Cl<sup>-</sup> => | Na<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>, Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> | Cl<sub>2(g)</sub> | Pt<sub>(Pt)</sub>

#### Cellule galvanique

C'est la réunion de deux demi-piles reliées par un pont électrolytique qui permet la circulation des ions (porteurs de charge) => cours S2 C.5 : Piles.

#### Force électromotrice

Pour une cellule galvanique quelconque :

**demi-pile gauche (Ox/Red) || demi-pile droite (Ox'/Red')**

on a alors : f.e.m. = e = V<sub>D</sub> - V<sub>G</sub> = V<sub>D</sub>(Ox'/Red') - V<sub>G</sub>(Ox/Red) avec V potentiel électrique

#### Électrode standard à hydrogène (notée ESH) à pH = 0

Couple H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / H<sub>2(g)</sub>, électrode de Pt<sub>(Pt)</sub> dans les conditions standard (activité des espèces égale à 1) :

- solution de H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> d'activité unitaire a(H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) = 1 <=> pH = 0 ;

- a(H<sub>2(g)</sub>) = 1 <=> P (H<sub>2</sub>) = P° = pression standard = 1 bar.

=> la notation conventionnelle : | H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>, Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> | H<sub>2(g)</sub> | Pt<sub>(Pt)</sub>

Cette électrode a un potentiel électrique V(ESH) constant par définition qui sert de référence, elle est donc utilisée comme électrode de référence.

C'est par rapport à elle que l'on va déterminer les potentiels des autres demi-piles ; les conditions standard énoncées sont difficilement réalisables au laboratoire, d'où l'utilisation au laboratoire d'autres électrodes de référence dites « secondaires ».

#### Potentiel d'électrode

Le potentiel d'électrode ou potentiel d'oxydoréduction d'un couple redox, noté E(Ox/Red), est égal à la f.e.m., notée e, d'une cellule galvanique pour laquelle la demi-pile de gauche est l'ESH et la demi-pile de droite est celle constituée par le couple redox (Ox/Red) étudié :

**Pt<sub>(Pt)</sub> | H<sub>2(g)</sub> | H<sub>3</sub>O<sup>+</sup><sub>(aq)</sub>, Cl<sup>-</sup><sub>(aq)</sub> || demi-pile (Ox/Red)**

On définit alors :  
E (Ox/Red) = e = V<sub>D</sub> - V<sub>G</sub> = V(Ox/Red) - V(ESH)  
=> V(Ox/Red) = E (Ox/Red) + V(ESH)

Si les constituants de la demi-pile (Ox/Red) étudiée sont tous dans leur état standard (activité des espèces égale à 1), on définit le potentiel standard d'oxydoréduction, noté E°(Ox/Red), qui est la valeur que l'on trouve dans les tables sous le nom de potentiel standard.

Exemple : on trouve dans les tables E°(Cu<sup>2+</sup> / Cu<sub>(s)</sub>) = 0,34 V à 25 °C et à pH = 0.

### N.B. :

- Par définition,  $E^\circ(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2(\text{g})) = 0 \text{ V}$  à toute température et à  $\text{pH} = 0$  ;
- lorsque les  $E^\circ$  sont données à  $\text{pH} = 0$ ,  $a(\text{H}_3\text{O}^+)_{\text{eq}} = 1$ , il faut écrire la demi-équation redox avec des ions  $\text{H}_3\text{O}^+$  (ou  $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ) mais sans utiliser les ions  $\text{HO}^-$  car  $a(\text{HO}^-)_{\text{eq}} \neq 1$ .

### Formule de Nernst

#### Expression générale

Soit un couple redox (Ox/Red) de potentiel d'oxydoréduction  $E(\text{Ox}/\text{Red})$ , de potentiel standard d'oxydoréduction  $E^\circ(\text{Ox}/\text{Red})$  à  $\text{pH} = 0$  et de demi-équation électronique :



alors on a la formule de Nernst : 
$$E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{RT}{nF} \times \ln \left( \frac{a(\text{Ox})^\alpha a(\text{A})^a}{a(\text{Red})^\beta a(\text{B})^b} \right)$$

$n$  = nombre d'électrons de la demi-équation électronique

$a()$  = activité des espèces physico-chimiques

$R$  = constante des gaz parfaits =  $R = 8,314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$  ;

$T$  = température absolue (en K) ;

$F$  = constante de FARADAY =  $96\,500 \text{ C.mol}^{-1}$  ;

#### Expression simplifiée à 25 °C

A 25 °C = 298 K et en transformant le logarithme népérien en logarithme décimal, on a :

$$\frac{RT}{F} \ln(10) = 0,059 \text{ V} \approx 0,06 \text{ V}$$

et on obtient une expression simplifiée de la formule de Nernst que l'on utilise à 298 K :

$$E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{0,06}{n} \times \log \left( \frac{a(\text{Ox})^\alpha a(\text{A})^a}{a(\text{Red})^\beta a(\text{B})^b} \right)$$

#### Exemples d'expression en solution diluée

- Couple ( $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ) de demi-équation électronique :  $\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})} + 1 \text{ e}^- = \text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$  ;

la formule de Nernst s'exprime : 
$$E(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) + 0,06 \times \log \left( \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} \right)$$

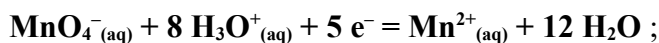
- Couple ( $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(\text{s})}$ ) de demi-équation électronique :  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{ e}^- = \text{Cu}_{(\text{s})}$  ;

la formule de Nernst s'exprime : 
$$E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}) = E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(\text{s})}) + \frac{0,06}{2} \times \log \left( \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{C^\circ} \right)$$

- Couple ( $\text{Cl}_2(\text{g}) / \text{Cl}^-$ ) de demi-équation électronique :  $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{ e}^- = 2 \text{ Cl}^-_{(\text{aq})}$  ;

la formule de Nernst s'exprime : 
$$E(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) + \frac{0,06}{2} \times \log \left( \frac{P(\text{Cl}_2)(C^\circ)^2}{P^\circ[\text{Cl}^-]^2} \right)$$

- Couple ( $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ ) de demi-équation électronique :



la formule de Nernst s'exprime :

$$E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + \frac{0,06}{5} \times \log \left( \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}](C^\circ)^8} \right)$$

ou encore : 
$$E(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) - 0,096 \times \text{pH} + 0,012 \times \log \left( \frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]} \right)$$

## Cours S2 C.5 : Piles

### Définitions

- **Anode** : électrode siège d'une oxydation, on parle d'oxydation Anodique (pile : pôle -).
- **Cathode** : électrode siège d'une réduction, on parle de réduction Cathodique (pile : pôle +).
- **Pont électrolytique** (symbolisé par « || » ) : il permet le passage des ions entre deux demi-piles sans permettre le passage des électrons, il s'agit en pratique d'une paroi poreuse (verre frittée) ou d'un gel électrolytique ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$  ou  $\text{KCl}$  dans gel d'agar-agar) contenu dans un tube en verre en forme de U ou d'une solution ionique si les constituants des demi-piles ne sont pas solubles.
- **Pile** : réunion de deux demi-piles reliées par un pont électrolytique (générateur de courant).
- **Force électromotrice d'une pile** : f.e.m. =  $e = V_D - V_G = E_D - E_G > 0$ , où  $V_D$  et  $V_G$  représentent les potentiels électriques et  $E_D$  et  $E_G$  les potentiels d'oxydoréduction des deux demi-piles. Lorsque tous les constituants d'une pile sont dans leur état standard (il faut que l'activité de l'espèce chimique soit unitaire), on parle de force électromotrice standard qui caractérise la pile et que l'on note  $e^\circ = E^\circ_D - E^\circ_G > 0$  (réaction redox dans le sens spontané).

### Fonctionnement d'une pile ; exemple de la pile Daniell

#### Description et représentation conventionnelle

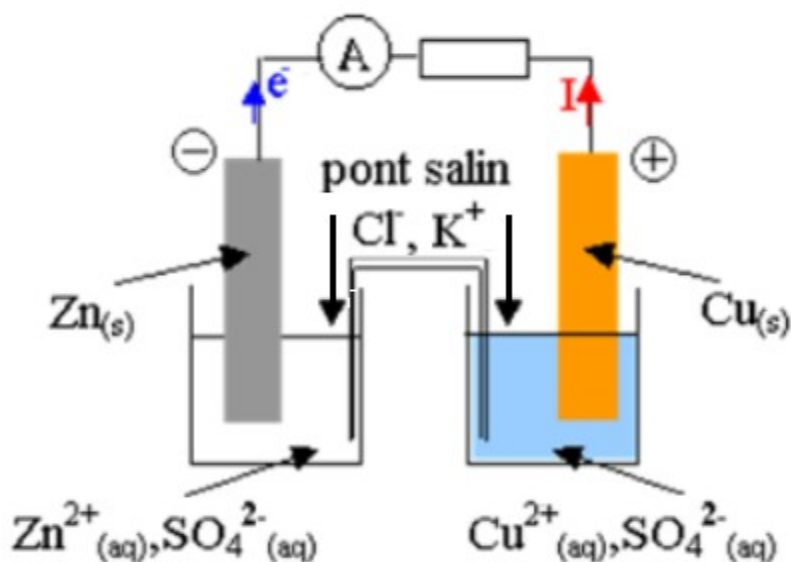
La réaction spontanée de la pile Daniell est la réaction de l'oxydant le plus fort  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}$ , celui de potentiel le plus grand, avec le réducteur le plus fort,  $\text{Zn}_{(\text{s})}$ , celui de potentiel le plus petit :

$V_D(\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Cu}_{(\text{s})}) > V_G(\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} / \text{Zn}_{(\text{s})})$  on peut le retrouver en comparant les  $E$  ou les  $E^\circ$

La représentation conventionnelle de cette pile en tant que générateur de courant est :

(pôle -)  $\text{Zn}_{(\text{s})} | \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})}, \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} || \text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})}, \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} | \text{Cu}_{(\text{s})}$  (pôle +)  
( « | » = séparation entre 2 phases ; « || » = pont électrolytique)

Dans le circuit extérieur le courant ( $i$ ) va du pôle (+) au pôle (-) et les électrons circulent dans le sens inverse ; c'est-à-dire qu'ils sortent de l'électrode de gauche et rentrent par l'électrode de droite.



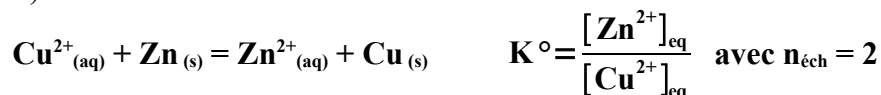
### Conclusion :

– à gauche : oxydation anodique (pôle –) :  $\text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2 e^-$  ;

– à droite : réduction cathodique (pôle +) :  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)}$ .

### **Détermination de l'équation de fonctionnement de la pile**

Dans le cas présent, l'équation de fonctionnement de la pile Daniell est la somme des deux réactions aux électrodes de la pile, car le nombre d'électrons échangés est le même, on le note  $n_{\text{éch}}$  et dans notre exemple, il est égal à 2 ; sinon il faut effectuer une combinaison linéaire de telle manière qu'il n'y ait pas accumulation d'électrons dans le circuit extérieur (cf. équilibrage des réactions d'oxydoréduction) :



**N.B.** : si la réaction est spontanée, on doit vérifier que  $K^\circ > 1$  ; en pratique  $K^\circ$  est même très grand.

### **Détermination de la force électromotrice de la pile**

On a alors la force électromotrice de la pile Daniell :

f.e.m. =  $e = E(\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}) - E(\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)})$  qui est positive pour un générateur de courant.

### **Évolution de la force électromotrice et des potentiels d'électrode**

La pile s'arrêtera de débiter du courant quand la force électromotrice ( $e$ ) sera nulle ou quand l'un des réactifs viendra à disparaître totalement (uniquement si celui-ci n'est pas en solution).

Dans le premier cas, il faut que  $E_D(\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)})$  diminue  $\Leftrightarrow [\text{Cu}^{2+}]$  diminue et que  $E_G(\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)})$  augmente  $\Leftrightarrow [\text{Zn}^{2+}]$  augmente ; cela correspond bien à l'avancement de l'équation de fonctionnement de la pile qui consomme  $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$  et produit  $\text{Zn}^{2+}_{(aq)}$ . En même temps que la réaction se produit, on observe alors une diminution de la f.e.m.  $e$  qui tend vers zéro.

### **Courant électrique débité (ou capacité d'une pile)**

La quantité d'électricité qui traverse le circuit est donnée par la relation :  $Q = n(e^-) \times e = \Delta n \times F$  ; avec  $F = 96\,485 \text{ C.mol}^{-1}$  qui est la constante de Faraday c'est-à-dire la quantité de charge équivalente à une mole d'électron et  $\Delta n = n_{\text{éch}} \times \xi =$  nombre de mole d'électrons circulant dans le circuit lors du fonctionnement de la pile pour un avancement de réaction de  $\xi$  mole.

Exemple pour la pile Daniell :  $Q = 2 \times \xi \times F = I \times \Delta t$

### **Équilibre chimique de pile à l'issue de la réaction d'oxydoréduction**

Lorsque la pile ne débite plus, on a atteint l'équilibre :  $E_D(\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}) = E_G(\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)})$  et la force électromotrice est nulle ( $e = 0$ ) donc il n'y a plus d'évolution du système ; on dit qu'il y a unicité du potentiel à l'équilibre et tous les couples redox en solution ont le même potentiel.

### **Rupture d'équilibre chimique de pile**

Si l'un des réactifs vient à disparaître avant que l'équilibre chimique soit atteint, la pile cesse de fonctionner, mais on ne vérifie pas :  $E_D(\text{Cu}^{2+}_{(aq)} / \text{Cu}_{(s)}) = E_G(\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)})$  ; on dit qu'il y a rupture d'équilibre et un des couples redox n'existe plus en solution. Dans le cas de la pile Daniell, cela peut être observé si  $\text{Zn}_{(s)}$  est en défaut ; le couple  $\text{Zn}^{2+}_{(aq)} / \text{Zn}_{(s)}$  et son potentiel ne sont plus définis.

## Cours S2 C.6 : Évolution du potentiel d'oxydoréduction en solution

### Évolution d'un système chimique lors d'une réaction d'oxydoréduction

#### Constante d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction

Soient deux couples  $\text{Ox}_1/\text{Red}_1$  et  $\text{Ox}_2/\text{Red}_2$  : si on a la réaction :  $\text{Ox}_2 + \text{Red}_1 = \text{Red}_2 + \text{Ox}_1$  ( $n_{\text{éch}}$ ) avec  $n_{\text{éch}}$  = nombre d'électrons échangés entre les couples redox dans l'équation d'oxydoréduction. Lorsque la réaction d'oxydoréduction atteint l'équilibre chimique, on observe expérimentalement une unicité du potentiel (E) de la solution ; on dit qu'à l'équilibre, tous les couples redox en solution ont le même potentiel d'oxydoréduction :  $(E_1)_{\text{eq}} = (E_2)_{\text{eq}}$ . On peut alors démontrer la relation générale :

$$\log(K^\circ) = \frac{(E^\circ(\text{Ox}_2/\text{Red}_2) - E^\circ(\text{Ox}_1/\text{Red}_1)) \times n_{\text{éch}}}{0,06} \quad \text{avec } K^\circ = 10^{\log(K^\circ)}$$

#### Application à l'étude de la réaction de fonctionnement d'une pile

La relation précédente est aussi vérifiée dans le cas d'une pile ; en effet, lorsque la pile ne débite plus de courant ( $I = 0$ ), on a atteint l'équilibre et la force électromotrice devient nulle ( $e = 0$ ).

On peut démontrer que :  $e = e^\circ - \frac{0,06}{n_{\text{éch}}} \times \log(Q_r)$  donc à l'équilibre :  $0 = e^\circ - \frac{0,06}{n_{\text{éch}}} \times \log(K^\circ)$

Par exemple dans le cas où la pile Daniell cesse de fonctionner :

$$E_D(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) = E_G(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}) \Leftrightarrow e = \Delta E = 0.$$

Nous allons utiliser cet exemple pour retrouver la relation entre la constante d'équilibre  $K^\circ$  de la réaction de fonctionnement de la pile et les potentiels standard  $E^\circ$  des deux couples.

Soit l'équation :  $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Zn}_{(s)} = \text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{Cu}_{(s)}$   $Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]}$   $\Rightarrow K^\circ = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_{\text{eq}}}{[\text{Cu}^{2+}]_{\text{eq}}}$

Soit les deux couples redox, on a :  $e^\circ = E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}) = 1,10 \text{ V}$

$$\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^- = \text{Cu}_{(s)} ; E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) = 0,34 \text{ V}$$

$$\text{Zn}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 e^- = \text{Zn}_{(s)} ; E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}) = -0,76 \text{ V}$$

Donc en appliquant la formule de Nernst à l'équilibre, on a :  $(E_1)_{\text{eq}} = (E_2)_{\text{eq}}$

$$\Rightarrow E^\circ(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}_{(s)}) = \frac{0,06}{2} \times \log(K^\circ)$$

$$\Rightarrow \log(K^\circ) = \frac{(E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}) - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)})) \times 2}{0,06} = 36,7 \text{ et } K^\circ = 4,6 \cdot 10^{36}$$

### Évolution du pouvoir redox en solution

#### Généralités

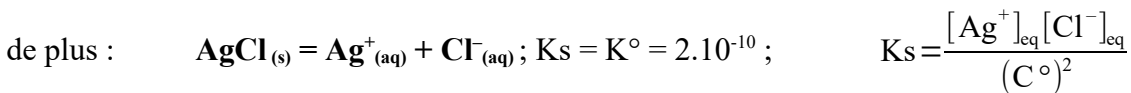
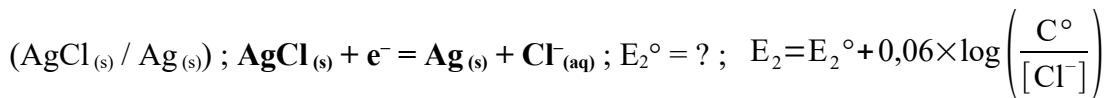
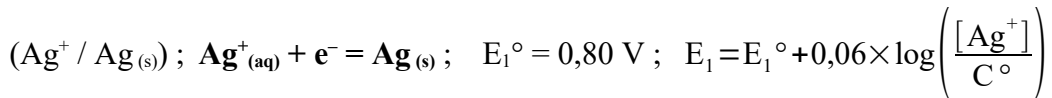
Soit deux solutés qui forment un couple redox de potentiel d'oxydoréduction  $E(\text{Ox}/\text{Red})$ , de potentiel standard  $E^\circ(\text{Ox}/\text{Red})$  à pH = 0 et de demi-équation électronique :  $\text{Ox}_{(\text{aq})} + n e^- = \text{Red}_{(\text{aq})}$

alors on a la formule de Nernst :  $E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^\circ(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{0,06}{n} \times \log\left(\frac{[\text{Ox}]}{[\text{Red}]}\right)$

- Si l'oxydant du couple redox réagit, sa concentration à l'équilibre diminue, le potentiel d'oxydoréduction du couple diminue, le pouvoir oxydant diminue et le pouvoir réducteur de l'espèce réductrice associée augmente.
- Si le réducteur du couple redox réagit, sa concentration à l'équilibre diminue, le potentiel d'oxydoréduction du couple augmente, le pouvoir réducteur diminue et le pouvoir oxydant de l'espèce oxydante associée augmente.

### Relation entre les potentiels standard $E^\circ$ de deux couples redox d'un élément aux mêmes nombres d'oxydation

Considérons le cas des deux couples redox  $\text{Ag(I)} / \text{Ag(0)}$  :  $(\text{Ag}^+ / \text{Ag}_{(s)})$  et  $(\text{AgCl}_{(s)} / \text{Ag}_{(s)})$  :



Nous allons considérer que toutes les espèces,  $\text{Ag}^+_{(aq)}$ ,  $\text{Cl}^-_{(aq)}$ ,  $\text{AgCl}_{(s)}$  et  $\text{Ag}_{(s)}$  sont présentes à l'équilibre et qu'il y a unicité du potentiel d'oxydoréduction :  $(E_2)_{\text{eq}} = (E_1)_{\text{eq}}$

$$E_2^\circ + 0,06 \times \log \left( \frac{C^\circ}{[\text{Cl}^-]_{\text{eq}}} \right) = E_1^\circ + 0,06 \times \log \left( \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}}}{C^\circ} \right)$$

$$\Leftrightarrow E_2^\circ = E_1^\circ + 0,06 \times \log \left( \frac{[\text{Ag}^+]_{\text{eq}} [\text{Cl}^-]_{\text{eq}}}{(C^\circ)^2} \right) = E_1^\circ + 0,06 \times \log (K_s) = E_1^\circ - 0,06 \times \text{p}K_s = 0,22 \text{ V}$$

Sur l'échelle redox :  $E_1^\circ > E_2^\circ \Rightarrow \text{Ag}^+_{(aq)}$  est plus oxydant que  $\text{AgCl}_{(s)}$

### Étude de l'évolution du potentiel en fonction du pH (cf cours diagramme E – pH)

- Si la demi-équation électronique ne fait apparaître ni  $\text{H}^+$ , ni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ni  $\text{HO}^-$  le potentiel d'oxydoréduction du couple redox est indépendant du pH ; il en sera de même pour le potentiel d'oxydoréduction utilisé pour définir la frontière entre les domaines de prédominance des espèces redox du couple.
- Dans le cas contraire, le potentiel d'oxydoréduction dépend du pH et cela revient à s'intéresser au potentiel standard apparent du couple  $E^\circ$  qui est une fonction affine du pH.

Cas du couple  $(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+})$  :  $\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 8 \text{H}_3\text{O}^+_{(aq)} + 5 e^- = \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 12 \text{H}_2\text{O}$  ;  
la formule de Nernst s'exprime :

$$E(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) - 0,096 \times \text{pH} + 0,012 \times \log \left( \frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]} \right)$$

$E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = E^\circ(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) - 0,096 \times \text{pH}$  est le potentiel standard apparent du couple  $(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+})$  ; c'est une fonction du pH.

Le potentiel standard apparent permet de suivre la variation du potentiel d'oxydoréduction E en fonction du pH, ici la fonction est affine et décroissante, on en déduit que le pouvoir oxydant de  $\text{MnO}_4^-$  diminue lorsque le pH augmente et inversement pour le pouvoir réducteur de  $\text{Mn}^{2+}$ .

## Cours S2 C.7 : Dosage en oxydoréduction

### Généralités

#### Réaction de dosage et point équivalent

- Une réaction de dosage doit être rapide, unique et totale ( $K^\circ > 10^3$ ).
- Le point équivalent correspond au volume où les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques de la réaction de titrage, soit :

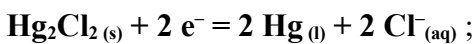
$$v_{\text{Ox}} \text{Ox} + v_{\text{Red}} \text{Red} = \text{produits} \Rightarrow \frac{n(\text{Ox})}{V_{\text{Ox}}} = \frac{n(\text{Red})}{V_{\text{Red}}}$$

#### Électrodes de référence secondaires au laboratoire

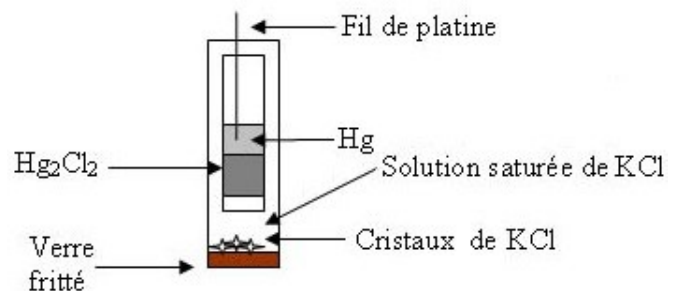
- Électrode au calomel :

Solution étudiée  $\parallel \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \mid \text{Hg}_2\text{Cl}_2(\text{s}) \mid \text{Hg}_{(\text{l})} \mid \text{Pt}_{(\text{s})}$

demi-équation électronique :



la formule de NERNST s'exprime :



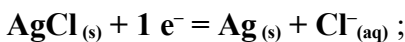
$$E(\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})}/\text{Hg}_{(\text{l})}) = E^\circ(\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})}/\text{Hg}_{(\text{l})}) + \frac{0,06}{2} \times \log \left( \frac{(C^\circ)^2}{[\text{Cl}^-]^2} \right)$$

si  $[\text{Cl}^-] = \text{cste.}$ , alors  $E(\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{s})}/\text{Hg}_{(\text{l})}) = \text{cste.}$ , pour cela on utilise une solution saturée en  $\text{KCl}_{(\text{s})}$  et  $E_{\text{CS}} = 0,244 \text{ V}$  à  $25^\circ\text{C}$ , on parle alors de l'électrode au calomel saturé qui sert d'électrode de référence dans un grand nombre de mesure potentiométrique.

- Électrode au chlorure d'argent :

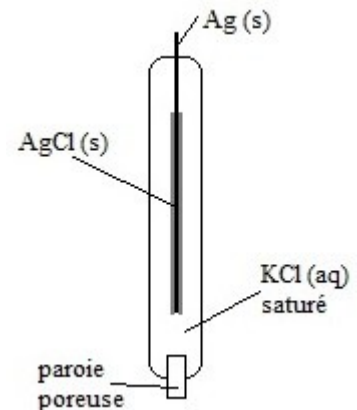
Solution étudiée  $\parallel \text{Cl}^-_{(\text{aq})} \mid \text{AgCl}_{(\text{s})} \mid \text{Ag}_{(\text{s})}$

demi-équation électronique :



la formule de NERNST s'exprime :

$$E(\text{AgCl}_{(\text{s})}/\text{Ag}_{(\text{s})}) = E^\circ(\text{AgCl}_{(\text{s})}/\text{Ag}_{(\text{s})}) + 0,06 \times \log \left( \frac{C^\circ}{[\text{Cl}^-]} \right)$$



si  $[\text{Cl}^-] = \text{cste.}$ , alors  $E(\text{AgCl}_{(\text{s})}/\text{Ag}_{(\text{s})}) = \text{cste.}$ , pour cela on utilise aussi une solution saturée en  $\text{KCl}_{(\text{s})}$ , cette électrode au chlorure d'argent sert d'électrode de référence interne dans les sondes pH-métriques (électrode combinée de verre).

#### Dosage potentiométrique

- On mesure avec un voltmètre (de résistance supposée infinie) une différence de potentiel (ddp) à courant nul, notée  $e$ , entre deux électrodes : une électrode de travail (platine, argent ou autre) dont on suit l'évolution du potentiel et une électrode de référence de potentiel constant :  $e = E_{\text{travail}} - E_{\text{réf.}}$

- L'électrode de travail permet de suivre l'évolution de la composition de la solution en fonction du volume  $v$  de solution titrante versée, son potentiel est une fonction du volume  $v$  :  $E_{\text{travail}} = f(v)$
- L'électrode de référence doit avoir un potentiel constant :  $E_{\text{réf}} = \text{cste}$ .
- Donc  $e$ , la ddp mesurée par le voltmètre entre les deux électrodes est une fonction du volume  $v$  :  $e_1 = f(v) - E_{\text{réf}}$ , où  $E_{\text{réf}}$  dépend de l'électrode de référence utilisée.

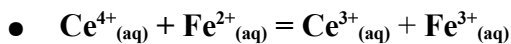
### Dosage des ions ferreux $\text{Fe}^{2+}$ par les ions cérique $\text{Ce}^{4+}$

$$E^\circ (\text{Ce}^{4+} / \text{Ce}^{3+}) = 1,71 \text{ V} ; \quad E^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$$

#### Présentation

- On suit le dosage par potentiométrie ; on mesure la f.e.m., notée  $e$ , aux bornes de deux électrodes en fonction du volume versé à l'aide d'un millivoltmètre :
  - une électrode de platine, appelée électrode de mesure ou électrode de travail, qui est au contact de la solution de potentiel unique à l'équilibre, noté simplement  $E$  ;
  - une électrode de référence secondaire, le plus souvent une électrode au calomel saturé, de potentiel constant,  $E_{\text{CS}} = 0,24 \text{ V}$ , qui est reliée à la solution par une paroi poreuse qui sert de pont électrolytique.

Si le millivoltmètre est correctement branché :  
il mesure la f.e.m.  $e = E - E_{\text{CS}} \Leftrightarrow E = e + E_{\text{CS}}$ .  
 $e = f(v)$  est donnée ci-contre



où  $n_{\text{éch}} = 1$  et  $K^\circ = 5.10^{15}$

- Soit  $\text{Fe}^{2+}$  :  $C_0$  et  $V_0$  et  $\text{Ce}^{4+}$  :  $C_1$  et  $V$

à l'équivalence, il y a une brusque variation de la f.e.m.  $e$  qui permet de visualiser le point équivalent et le volume équivalent  $V_e$  correspondant :

$$n(\text{Fe}^{2+}) = C_0 V_0 = n(\text{Ce}^{4+}) = C_1 V_e$$

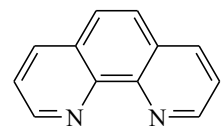
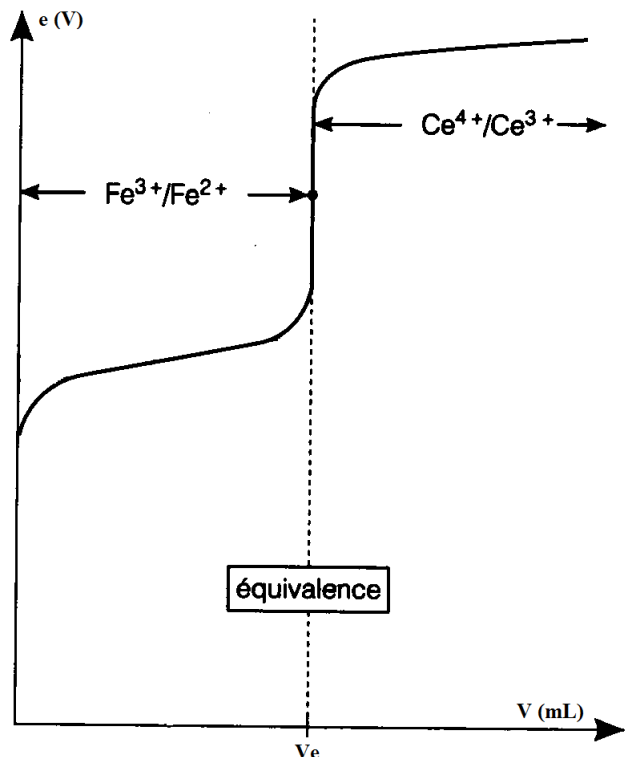
#### Indicateur coloré redox

- Il faut un couple redox dont les deux formes, oxydée et réduite, n'ont pas la même couleur et dont le potentiel standard d'oxydoréduction  $E^\circ_{\text{IC}}$  soit proche du potentiel d'oxydoréduction de la solution à l'équivalence (point d'inflexion de la courbe au saut de potentiel).

- Dans le cas du dosage étudié, on utilise le couple de la ferroïne :

$$E^\circ_{\text{IC}} = 1,06 \text{ V pour } [\text{Fe}(\text{phen})_3]^{3+} \text{ (bleu) / } [\text{Fe}(\text{phen})_3]^{2+} \text{ (rouge)}$$

**(phen) = orthophénantroline = ligand bidentate ci-contre**





## Activité S2 C.1 : Couples redox et réactions d'oxydoréduction

### Applications des n.o.

- Dans un couple redox, le nombre d'oxydation de l'élément commun aux deux espèces permet de reconnaître l'oxydant (n.o. le plus grand) du réducteur (n.o. le plus petit).

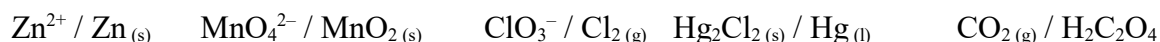
Exemples :  $\text{MnO}_4^-$  : n.o.(Mn) = + VII oxydant /  $\text{Mn}^{2+}$  : n.o.(Mn) = + II réducteur

- Lorsqu'un élément est oxydé le n.o. augmente et lorsqu'il est réduit le n.o. diminue. De plus, la valeur absolue de la variation du n.o. est égal au nombre d'électrons échangés par le couple redox.
- Une réaction chimique au cours de laquelle le n.o. d'au moins un élément varie, est une réaction d'oxydoréduction.

Exemples :  $\text{CO}_2 + 2 \text{Mg} = \text{C} + 2 \text{MgO}$  et  $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 = \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$

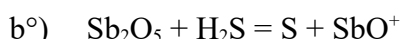
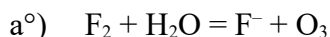
### activité S2 C.1.1. Demi-équation électronique

Écrire les demi-équations électroniques pour les couples redox suivants (utiliser les trois types d'écriture en utilisant  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  et  $\text{HO}^-$ ) :

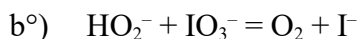
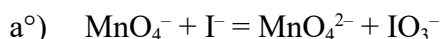


### activité S2 C.1.2. Équilibrage d'équation de réaction

1°) On se place en milieu acide (convention pH = 0) ; pour chacune des deux réactions d'oxydoréduction suivantes, écrire les demi-équations électroniques des couples en présence et équilibrer les équations :



2°) On se place en milieu basique (convention pH = 14) ; pour chacune des deux réactions d'oxydoréduction suivantes, écrire les demi-équations électroniques des couples en présence et équilibrer les équations :



### activité S2 C.1.3. Différentes espèces du chlore

1°) Représenter la formule de Lewis de l'ion hypochlorite  $\text{ClO}^-$ , de l'ion chlorite  $\text{ClO}_2^-$ , de l'ion chlorate  $\text{ClO}_3^-$  et de l'ion perchlorate  $\text{ClO}_4^-$ .

2°) En déduire les nombres d'oxydation du chlore. Que peut-on en déduire ?

3°) Une eau de chlore est obtenue par dissolution de dichlore gazeux  $\text{Cl}_{2(g)}$  dans de l'eau déminéralisée. Le pouvoir de désinfection de cette eau est dû à la présence de composés oxydants en solution. Une analyse de la solution indique que les trois espèces  $\text{Cl}_{2(aq)}$ ,  $\text{HOCl}_{(aq)}$ ,  $\text{Cl}^-_{(aq)}$  sont présentes à des concentrations comparables.

**Potentiel standard des couples à pH = 0** : HOCl/Cl<sub>2</sub> : E<sub>1</sub><sup>o</sup> = 1,60 V et Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup> : E<sub>2</sub><sup>o</sup> = 1,40 V

- a°) Indiquer le nombre d'oxydation du chlore dans les trois composés ci-contre (Cl<sub>2</sub>, HOCl, Cl<sup>-</sup>).
- b°) Écrire la demi-équation électronique du couple HOCl/Cl<sub>2</sub>.
- c°) Écrire la demi-équation électronique du couple Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>.
- d°) Justifier la présence d'acide hypochloreux et des ions chlorure dans l'eau de chlore en écrivant l'équation de la réaction associée. Comment appelle-t-on ce type de réaction ?
- e°) Peut-on estimer qualitativement l'avancement de cette réaction ?
- f°) En déduire si l'eau de chlore est acide, basique ou neutre.
- g°) Dans quel sens évolue la concentration en ion chlorure lorsqu'on ajoute un peu de soude (Na<sup>+</sup> ; HO<sup>-</sup>) dans l'eau de chlore ? Justifier votre réponse.

#### activité S2 C.1.4. Couples redox de l'uranium

On donne les potentiels standard à 298 K et pH = 0 :

Couple	E° en V
(1) U <sup>3+</sup> /U <sub>(s)</sub>	-1,80
(2) U <sup>4+</sup> /U <sup>3+</sup>	-0,63
(3) UO <sub>2</sub> <sup>+</sup> /U <sup>4+</sup>	0,60
(4) UO <sub>2</sub> <sup>2+</sup> /UO <sub>2</sub> <sup>+</sup>	0,05

- 1°) Donner le degré d'oxydation de l'uranium dans chacun de ces corps.
- 2°) Positionner les couples sur une échelle redox. Écrire les demi-équations électroniques pour les 4 couples du tableau.
- 3°) En choisissant bien les couples, montrer que UO<sub>2</sub><sup>+</sup> se dismute. Équilibrer l'équation de dismutation. Peut-on parler de réaction d'oxydoréduction ?

#### activité S2 C.1.5. Les feux d'artifice

La lumière émise par les feux d'artifice est générée par la température élevée résultant du dégagement de chaleur de réactions entre des solides. Ces réactions sont de types redox, fortement exothermiques.

Un feu d'artifice contient au minimum un oxydant fort, le plus souvent un anion (nitrate NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, chlorate ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> ou perchlorate ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>) et un réducteur puissant, généralement un corps pur élémentaire (carbone, soufre, aluminium, zinc) ou les ions ammonium (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).

- 1°) Quel est le nombre d'oxydation de l'azote dans l'ion nitrate NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, dans l'ion ammonium NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ? Conclure.
- 2°) Écrire et équilibrer l'équation de la réaction explosive du perchlorate de potassium KClO<sub>4</sub> avec l'aluminium Al, qui fournit de l'oxyde d'aluminium Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> et du chlorure de potassium KCl.

Les feux d'artifice contiennent souvent du perchlorate d'ammonium NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub>, matière qui explose spontanément par élévation de température, car elle possède à la fois l'oxydant (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>) et le réducteur (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>) à l'origine d'une réaction très exothermique. Pour cette réaction de décomposition spontanée le seul réactif est NH<sub>4</sub>ClO<sub>4</sub> et elle fournit les produits suivants : HCl, HClO<sub>4</sub>, N<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O.

- 3°) Déterminer les nombres d'oxydation des éléments de tous ces composés. En comparant l'évolution au cours de la réaction les nombres d'oxydation des éléments qui subissent une oxydation ou une réduction, écrire et équilibrer l'équation de la réaction.

## Activité S2 C.2 : Piles

### activité S2 C.2.1. Propriétés électrochimiques de l'eau et pile à combustibles

1°) Pour de faibles températures de fonctionnement, la pile à combustible conduit à la synthèse d'eau liquide. Nous nous proposons d'étudier certaines des propriétés électrochimiques de l'eau liquide.

Par rapport à l'ESH, les potentiels standard des couples  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$  à 298 K sont respectivement :  $E^\circ(H^+/H_2) = 0 \text{ V}$  et  $E^\circ(O_2/H_2O) = 1,23 \text{ V}$ .

A 298 K, on prendra :  $\frac{RT \ln(10)}{F} = 0,06 \text{ V}$

a°) Donner les demi-équations redox correspondant aux couples  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$ . Établir les expressions des potentiels d'oxydoréduction associés à ces deux couples en fonction notamment des pressions partielles des constituants gazeux exprimées en bar.

b°) Quelles sont les valeurs des potentiels standard apparents des couples  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$  et  $O_{2(g)}/H_2O_{(l)}$ , notés respectivement  $E'^\circ(H^+/H_2)$  et  $E'^\circ(O_2/H_2O)$ , à  $\text{pH} = 7$  ?

c°) Comment s'écrit la demi-équation redox correspondant au couple  $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$  en milieu basique ? Donner l'expression de son potentiel redox en fonction du potentiel standard du couple  $H_2O_{(l)}/H_{2(g)}$ ,  $E^\circ(H_2O/H_2)$ .

d°) Déterminer  $E^\circ(H_2O/H_2)$ .

2°) Pour comprendre le principe de fonctionnement d'une pile à combustible, nous allons considérer le modèle simple d'une cellule électrochimique composée de deux compartiments constitués d'une électrode en platine plongeant dans un électrolyte d'acide phosphorique ( $\text{pH} = 0$ ), séparés par une jonction électrolytique supposée idéale. Un des compartiments est alimenté en continu par du dihydrogène tandis que l'autre est alimenté par du dioxygène.

a°) Faire un schéma de principe de la pile à combustible décrite ci-dessus en indiquant le nom de chaque électrode ainsi que la réaction dont elle est le siège, la polarité de la pile, le sens conventionnel du courant et le sens de circulation des électrons.

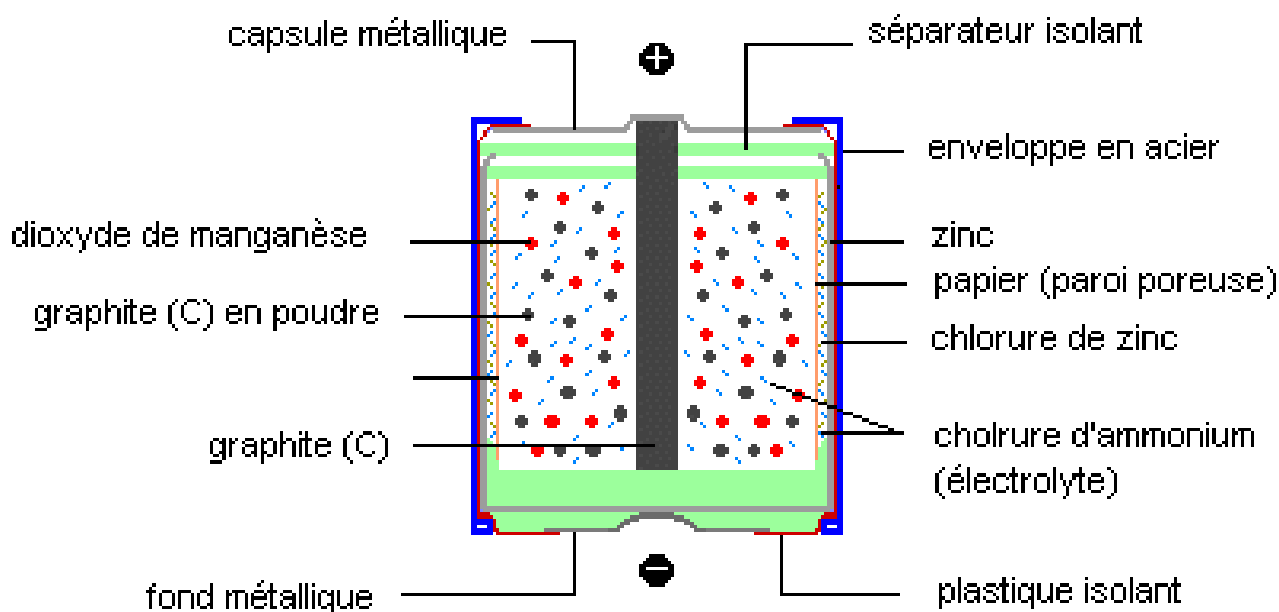
b°) Quel est le rôle de l'électrolyte et quelle est la réaction globale de fonctionnement de la pile ?

c°) Exprimer la force électromotrice de la pile en fonction des potentiels standard des couples redox mis en jeu, de la température  $T$  et des pressions partielles  $P(H_2)$  et  $P(O_2)$  d'alimentation en gaz des électrodes.

d°) Calculer la force électromotrice de la pile à  $T = 298 \text{ K}$  dans le cas où  $P(H_2) = P(O_2) = 1 \text{ bar}$ .

## activité S2 C.2.2. La pile Leclanché

Le schéma de la pile Leclanché est donné sur la figure ci-dessous :



L'électrolyte est une solution aqueuse saturée en chlorure d'ammonium :  $(\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}, \text{Cl}^-_{(\text{aq})})$

Les couples mis en jeu sont les couples :

$\text{Zn}(\text{NH}_3)_2^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Zn}_{(\text{s})}$  de potentiel électrique  $V_1 = -0,89 \text{ V} + \text{cste}$  dans les conditions standard

$\text{MnO}_2_{(\text{s})}/\text{MnOOH}_{(\text{s})}$  de potentiel électrique  $V_2 = +1,16 \text{ V} + \text{cste}$  dans les conditions standard

- 1°) Peut-on prévoir la polarité de la pile ? Écrire la demi-équation électronique mise en jeu à chaque électrode en équilibrant en milieu acide ( $\text{H}^+_{(\text{aq})}$ ,  $\text{NH}_4^+_{(\text{aq})}$ , etc ...). En déduire l'équation globale de la réaction de fonctionnement de cette pile.
- 2°) Quelle électrode joue le rôle d'anode ? Quel rôle joue le graphite ?
- 3°) Donner une représentation conventionnelle de la pile. Comment mesurer la tension délivrée par cette pile ? Compléter alors le schéma de façon adéquate.
- 4°) Sur le schéma précédent, indiquer la polarité de la pile ainsi que le sens de circulation des électrons. Quel est le rôle de l'électrolyte ?
- 5°) Calculer la force électromotrice dans les conditions standard de cette pile.

## Activité S2 C.3 : Constante d'équilibre d'une réaction redox

### activité S2 C.3.1. Réaction du cuivre

- 1°) Montrer que le cuivre ne réduit pas l'eau en milieu acide ( $\text{pH} = 0$ ).
- 2°) Montrer par contre qu'il y a oxydation du cuivre si l'eau en milieu acide contient du dioxygène. Écrire la réaction ayant lieu. Le cuivre est-il oxydé à l'état  $\text{Cu}^+$  ou  $\text{Cu}^{2+}$  ?

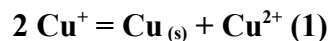
**Données :** à 298 K et  $\text{pH} = 0$  :

$$E^\circ (\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2) = 0 \text{ V} ; E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)}) = 0,34 \text{ V} ; E^\circ (\text{Cu}^+/\text{Cu}_{(s)}) = 0,52 \text{ V} ; E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,23 \text{ V}.$$

### activité S2 C.3.2. Électrochimie du cuivre

1°) Soit les espèces  $\text{Cu}_{(s)}$ ,  $\text{Cu}^+$  et  $\text{Cu}^{2+}$  :

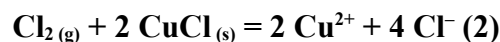
- a°) Calculer le potentiel standard  $E_4^\circ$  du couple  $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+$ .
- b°) Calculer la constante d'équilibre  $K_1^\circ$  de la réaction (1) ci-dessous :



c°) Comment peut-on appeler cette réaction ?

2°) Soit les espèces  $\text{Cu}_{(s)}$ ,  $\text{CuCl}_{(s)}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Cl}_{2(g)}$ ,  $\text{Cu}^+$  et  $\text{Cu}^{2+}$  :

- a°) Calculer le potentiel standard  $E_5^\circ$  du couple  $\text{Cu}^{2+} / \text{CuCl}_{(s)}$ .
- b°) Calculer la constante d'équilibre  $K_2^\circ$  de la réaction (2) ci-dessous :



c°) Les ions  $\text{Cu}^{2+}$  peuvent-ils, en milieu aqueux, oxyder les ions chlorures en dichlore ?

**Données :** à 298 K et  $\text{pH} = 0$  :

$$E_1^\circ = E^\circ (\text{Cu}^+ / \text{Cu}_{(s)}) = 0,55 \text{ V} ; \quad E_2^\circ = E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}_{(s)}) = 0,34 \text{ V} ;$$

$$E_3^\circ = E^\circ (\text{Cl}_{2(g)} / \text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V} ; \quad E_4^\circ = E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^+) \text{ à déterminer} ;$$

$$E_5^\circ = E^\circ (\text{Cu}^{2+} / \text{CuCl}_{(s)}) \text{ à déterminer} ; \text{CuCl}_{(s)} = \text{Cl}^- + \text{Cu}^+ \text{ de constante d'équilibre } K^\circ = K_s = 10^{-6}$$

### activité S2 C.3.3. Détermination du produit de solubilité de l'hydroxyde de cobalt (II)

L'élaboration de piles et la mesure de force électromotrice permettent de déterminer certaines constantes d'équilibre. L'étude qui va suivre se propose d'utiliser une pile pour déterminer le produit de solubilité de l'hydroxyde de cobalt (II).

Dans un bécher (noté 1), on verse 100 mL d'une solution de nitrate d'argent  $\text{AgNO}_3$  de concentration molaire  $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , puis on y plonge une électrode d'argent.

Dans un second bécher (noté 2), on verse 100 mL d'une solution de chlorure de cobalt  $\text{CoCl}_2$  de concentration molaire  $C_2 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$ , puis on y plonge une électrode de cobalt.

On relie les deux béchers par un pont salin contenant du nitrate d'ammonium  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

On mesure alors une force électromotrice, notée  $\Delta E$ , aux bornes de la pile ainsi constituée. L'expérience donne :  $\Delta E = 1,05 \text{ V}$  à une température de  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ .

1°) Schématisation de la pile.

a°) Effectuer un schéma de la pile.

b°) Indiquer le rôle du pont salin ?

c°) Expliquer pourquoi on ne peut-on pas utiliser un pont contenant du bromure de potassium ?

2°) Détermination du potentiel standard du couple  $\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Co}_{(\text{s})}$

a°) Écrire l'équation de la réaction ayant lieu dans la pile quand celle-ci débite sachant que l'électrode d'argent constitue le pôle positif de la pile.

b°) En négligeant le potentiel de jonction et à l'aide des relations de Nernst, donner l'expression littérale de la force électromotrice de la pile.

c°) Déterminer, dans les conditions de l'expérience, la valeur du potentiel standard du couple  $\text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}/\text{Co}_{(\text{s})}$  sachant que  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(\text{s})}) = 0,80 \text{ V}$ .

d°) Donner la valeur de la constante d'équilibre de la réaction de fonctionnement de la pile.

e°) Déterminer la composition de la pile lorsque celle-ci est usée, c'est-à-dire ne débite plus.

3°) Détermination du produit de solubilité de l'hydroxyde de cobalt (II)  $\text{Co}(\text{OH})_{2(\text{s})}$ .

On ajoute dans le bécher 2, contenant les ions  $\text{Co}^{2+}$  en solution aqueuse, une pastille d'hydroxyde de sodium  $\text{NaOH}_{(\text{s})}$ . L'hydroxyde de cobalt  $\text{Co}(\text{OH})_{2(\text{s})}$  précipite.

On mesure alors la force électromotrice de la nouvelle pile ainsi constituée et on obtient une valeur  $\Delta E' = 1,18 \text{ V}$ .

a°) Déterminer la valeur de la concentration molaire des ions  $\text{Co}^{2+}$  dans le bécher 2.

b°) En déduire la valeur du produit de solubilité de l'hydroxyde de cobalt (II) si le pH dans le bécher 2 vaut 9,25.

## Activité S2 C.4 : Dosage et oxydoréduction

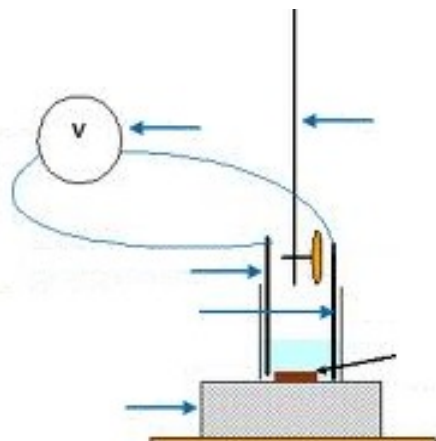
### activité S2 C.4.1. Dosage d'oxydoréduction

On désire suivre par potentiométrie l'évolution d'une solution d'ions étain (II)  $\text{Sn}^{2+}$  dans laquelle on ajoute progressivement des ions fer (III)  $\text{Fe}^{3+}$  en milieu très acide.

On donne :

$$E_1^\circ = E^\circ (\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V} ; E_2^\circ = E^\circ (\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}) = 0,14 \text{ V}.$$

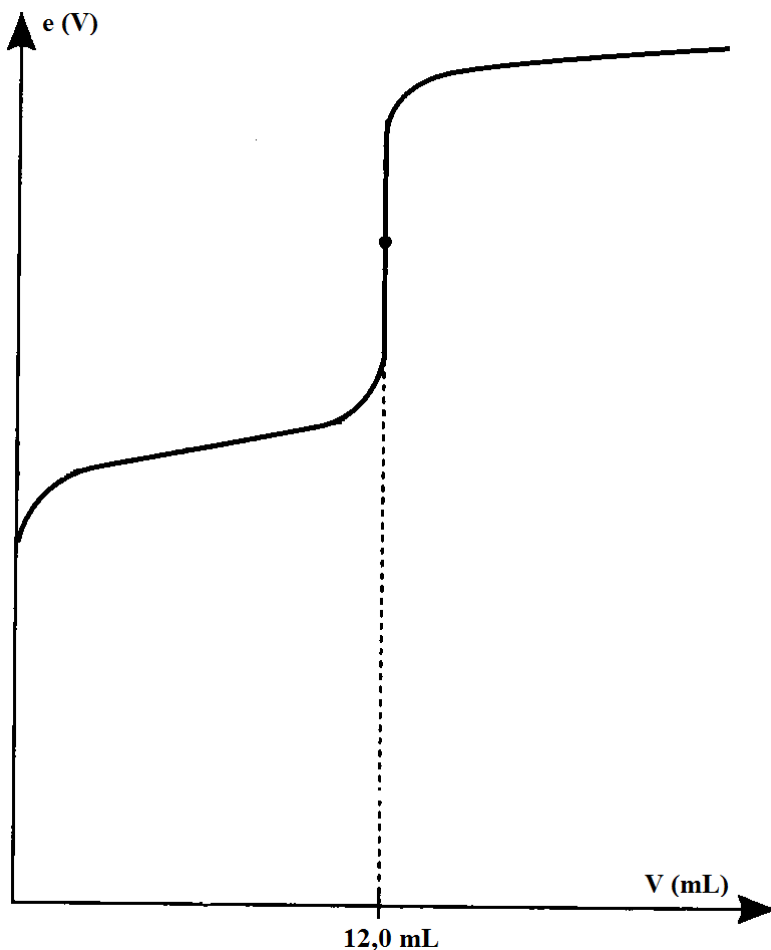
1°) Compléter le schéma du montage envisagé.  
Préciser la nature et le rôle des électrodes utilisées.



2°) À un volume  $V_0 = 20 \text{ mL}$  d'ions étain (II) à la concentration initiale  $C_0$ , on ajoute progressivement une solution des ions fer (III) à la concentration  $C_1 = 0,40 \text{ mol.L}^{-1}$ , soit  $V$  le volume versé.

a°) Déterminer le point équivalent théorique.

b°) L'allure  $E = f(V)$  est donnée ci-dessous, en déduire la concentration initiale  $C_0$ .



3°) Quelles doivent être les propriétés d'un indicateur redox pour réaliser un dosage colorimétrique.

## Suivi potentiométrique de la concentration des ions argent I

### Argentimétrie : présentation du dosage

Les ions argent (I)  $\text{Ag}^+$  sont souvent utilisés dans des réactions de dosage lorsqu'ils font une réaction quasi-totale avec l'espèce à doser ; une des méthodes pour déterminer l'équivalence de la réaction de dosage repose sur le suivi du potentiel d'une électrode d'argent immergée dans la solution, elle joue alors le rôle d'électrode de travail. On parle d'électrode spécifique.

L'exemple le plus courant est le dosage des ions chlorure (ou halogénures) présents dans une solution par une solution de nitrate d'argent contenue dans une burette.

Soit : – les conditions initiales,  $\text{Cl}^-$  ( $C_0, V_0$ ) et  $\text{Ag}^+$  ( $C_1, V$ ) ;

– la réaction de dosage :  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl}_{(s)}$        $K^\circ = 10^{9,7}$  ;

– la relation à l'équivalence :  $C_0 V_0 = C_1 V_e$

### Montage potentiométrique

On utilise une électrode de mesure en argent et une électrode de référence au calomel saturée muni d'une allonge de verre remplie d'une solution concentrée de  $\text{KNO}_3$ , pour empêcher toute réaction entre les ions chlorure de l'électrode au calomel et les ions argent ajoutés lors du dosage.

La mesure de la différence de potentiel entre les deux électrodes par un millivoltmètre correctement branché donne la f.e.m. à courant nul, notée  $e$  :

$$e = E_{\text{Ag}} - E_{\text{CS}} = 0,56 + 0,06 \log [\text{Ag}^+]_{\text{eq}}$$

### activité S2 C.4.2. Argentimétrie

1°) Soit le couple  $\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}$ , exprimer le potentiel  $E_{\text{Ag}}$  d'une électrode d'argent en fonction de la concentration en ion argent (I).

On prendra :  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}_{(s)}) = 0,80 \text{ V}$  à 298 K et à  $\text{pH} = 0$ .

2°) Soit le couple  $\text{Hg}_2\text{Cl}_2_{(s)}/\text{Hg}_{(l)}$ , exprimer le potentiel  $E_{\text{CS}}$  d'une électrode de platine au contact du mercure et pour une solution saturée en chlorure de potassium  $\text{KCl}$  à température ambiante.

Calculer la valeur de son potentiel supposé constant à 298 K.

On prendra :  $E^\circ(\text{Hg}_2\text{Cl}_2_{(s)}/\text{Hg}_{(l)}) = 0,27 \text{ V}$  à 298 K et à  $\text{pH} = 0$  ;

la solubilité massique du chlorure de potassium :  $s_m(\text{KCl}) = 240 \text{ g.L}^{-1}$  à 298 K

la masse molaire :  $M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ g.mol}^{-1}$ .

3°) Retrouver l'expression de la f.e.m.  $e = E_{\text{Ag}} - E_{\text{CS}}$ .

En déduire un mode opératoire pratique du dosage des ions halogénure par les ions argent (I).