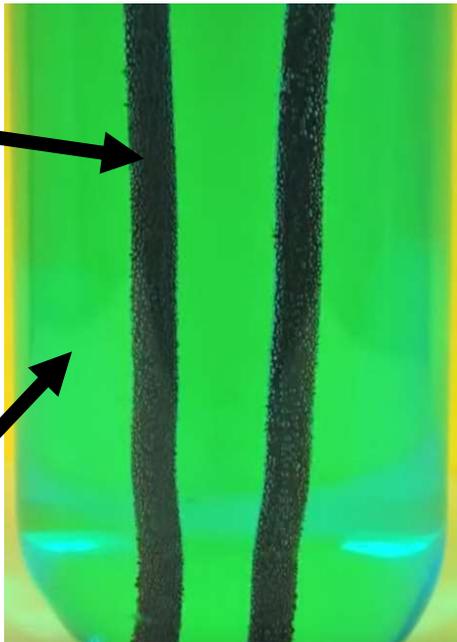


Oxydoréduction

Constat expérimentale

Clou en
fer (Fe)



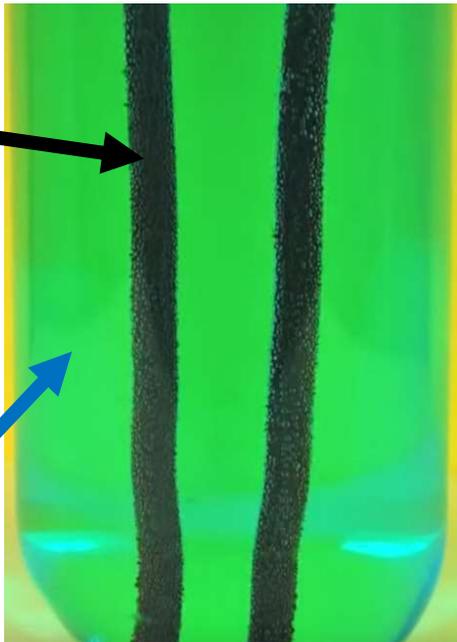
Sulfate de cuivre
(SO_4^{2-} ; Cu^{2+})



Constat expérimentale

Clou en fer (Fe)

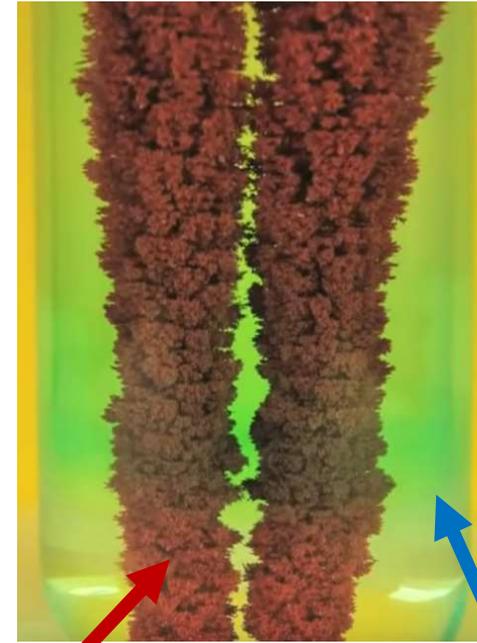
Sulfate de cuivre
(SO_4^{2-} ; Cu^{2+})



<https://youtu.be/wqgl5WcrJEs?t=13>

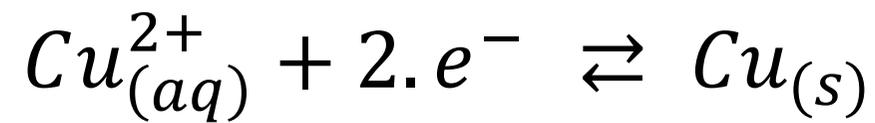
Cuivre (Cu)

Solution moins colorée :
→ Moins de Cu^{2+}



Modélisation de la transformation

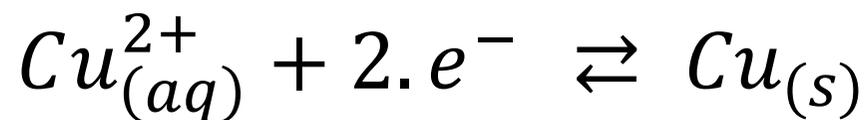
- Le cas du cuivre :



Gain d'électrons

Modélisation de la transformation

- Le cas du cuivre :

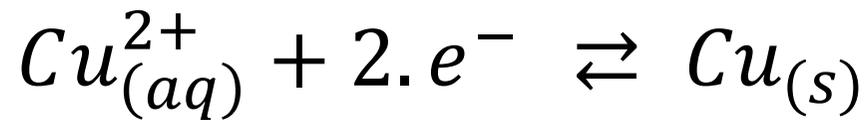


Gain d'électrons

C'est un **oxydant** : une espèce chimique susceptible de **capter** un ou plusieurs **électrons**.

Modélisation de la transformation

- Le cas du cuivre :



Gain d'électrons

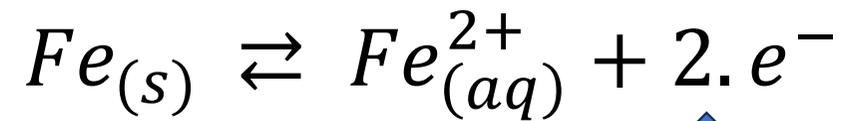


C'est un **oxydant** : une espèce chimique susceptible de **capter** un ou plusieurs **électrons**.

D'où proviennent ces électrons?

Modélisation de la transformation

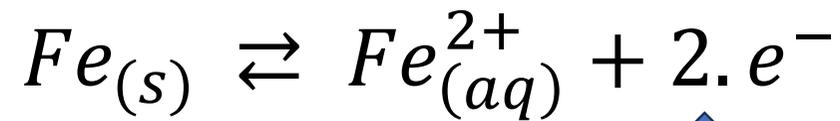
- Le cas du fer :



Perte d'électrons

Modélisation de la transformation

- Le cas du fer :



Perte d'électrons

C'est un ***réducteur*** : une espèce chimique susceptible de ***céder*** un ou plusieurs ***électrons***.

Modélisation de la transformation

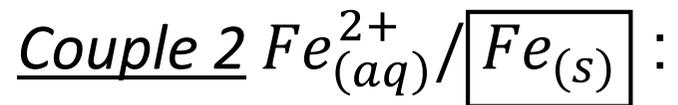
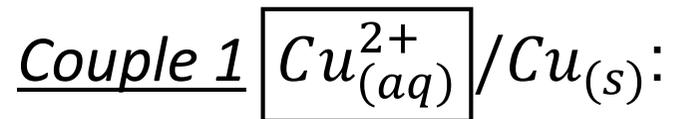
- Deux couples oxydant/réducteur :

Couple 1 $Cu_{(aq)}^{2+}/Cu_{(s)}$:

Couple 2 $Fe_{(aq)}^{2+}/Fe_{(s)}$:

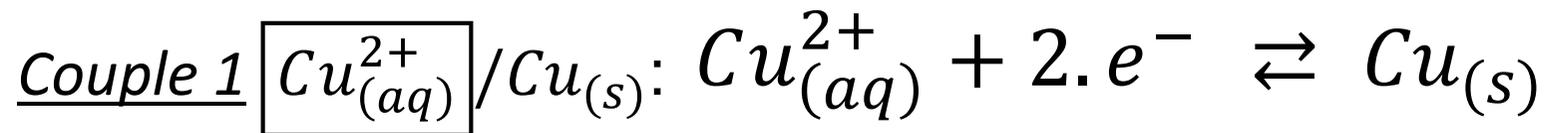
Modélisation de la transformation

- Deux couples oxydant/réducteur :



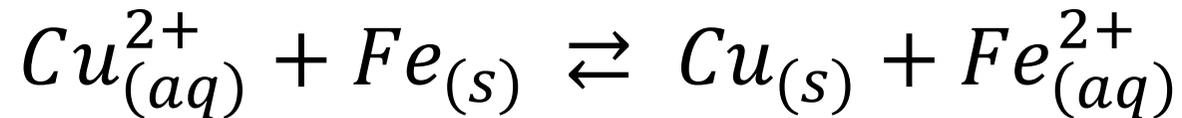
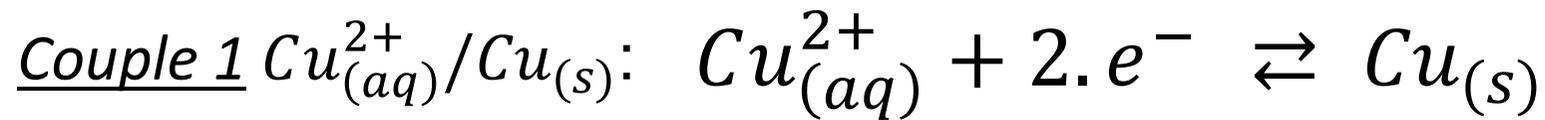
Modélisation de la transformation

- Deux couples oxydant/réducteur :



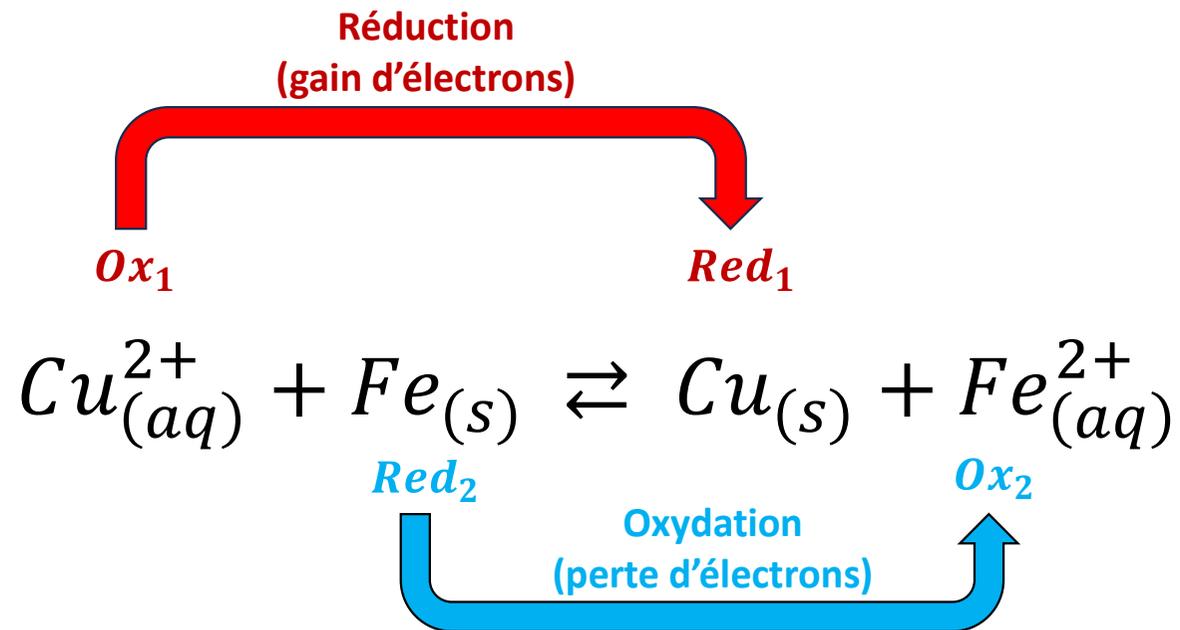
Modélisation de la transformation

- Deux couples oxydant/réducteur :



Modélisation de la transformation

- Transformation d'oxydoréduction :



Ecrire une réaction d'oxydoréduction à partir des couples mis en jeu

Méthode : Ecrire une réaction rédox à partir des couples mis en jeu

1. Ecrire les couples en **entourant les réactifs** (d'après l'énoncé) ;
2. Ecrire les demi-équations **en mettant les réactifs à gauche** ;

Méthode : Equilibrer une demi-équation rédox

1. On commence par équilibrer dans chaque demi-équation les atomes autres que O et H ;
 2. On équilibre ensuite les O en rajoutant des molécules d'eau ;
 3. On équilibre ensuite les H en rajoutant des ions H^+ ;
 4. Enfin on équilibre en charge en rajoutant des électrons ;
3. Multiplier les demi-équations pour avoir le **même nombre d'électrons** dans chacune d'elles ;
 4. Ajouter membre à membre les deux demi-équations.
 5. Vérifier qu'aucun électron n'apparait dans l'équation-bilan !

Savoir-faire 1 - Écrire une demi-équation ou une équation d'oxydoréduction

1. Écrire la demi-équation d'oxydoréduction des couples Cu^{2+}/Cu , Fe^{3+}/Fe^{2+} , I_2/I^- , $Fe(OH)_3/Fe^{2+}$, et $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$.
2. Écrire l'équation de la réaction entre les couples Cu^{2+}/Cu et Fe^{3+}/Fe^{2+} .
3. Écrire l'équation de la réaction entre les couples $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ et Fe^{3+}/Fe^{2+} (en milieu acide).

Du nouveau par rapport au lycée !

Définition : Nombre d'oxydation

Le **nombre d'oxydation** est une **grandeur algébrique** caractérisant l'état d'oxydation d'**un élément** au sein d'un édifice polyatomique ionique ou moléculaire.

On le note en chiffres romains.

Ce nombre correspond à la **charge** que porterait un atome de cet élément si les électrons de chaque liaison étaient attribués à l'atome le plus électronégatif.

Le nombre d'oxydation

Méthode : Déterminer rigoureusement le nombre d'oxydation d'un élément

1. Représenter le **schéma de Lewis** de l'édifice.
2. Pour chaque liaison, attribuer l'ensemble des électrons à l'**élément le plus électronégatif**.
3. Le nombre d'oxydation de chaque élément est **la charge** que porterait un ion de cet élément une fois ces électrons attribués.

Nombre d'oxydation	Formule chimique	Nom	Commentaire
-1	Cl^-	chlorure	
0	Cl_2	dichlore	
+1	ClO^-	hypochlorite ou oxochlorate(I)	Constituant de l'eau de Javel.
+3	ClO_2^-	chlorite ou dioxochlorate(III)	
+5	ClO_3^-	chlorate ou trioxochlorate(V)	Connu pour ses propriétés explosives aux chocs (KClO_3 : chlorate de potassium)
+7	ClO_4^-	perchlorate ou tétraoxochlorate(VII)	Connu sous la forme de l'acide perchlorique HClO_4 (acide le plus fort, dans l'eau).

Une astuce

 Pas valable pour les peroxydes

Méthode : Déterminer rapidement le nombre d'oxydation d'un élément

- La somme des nombres d'oxydation des éléments constitutifs d'un édifice polyatomique est égale à la charge de cet édifice.
- Les éléments O et H de l'édifice ont un nombre d'oxydation égal respectivement à $-II$ et $+I$

→ On obtient une équation à une inconnue en général.

Nombre d'oxydation	Formule chimique	Nom	Commentaire
-1	Cl^-	chlorure	
0	Cl_2	dichlore	
+1	ClO^-	hypochlorite ou oxochlorate(I)	Constituant de l'eau de Javel.
+3	ClO_2^-	chlorite ou dioxochlorate(III)	
+5	ClO_3^-	chlorate ou trioxochlorate(V)	Connu pour ses propriétés explosives aux chocs (KClO_3 : chlorate de potassium)
+7	ClO_4^-	perchlorate ou tétraoxochlorate(VII)	Connu sous la forme de l'acide perchlorique HClO_4 (acide le plus fort, dans l'eau).

Nouvelles définitions

Définition : Couple Oxydant/Réducteur (version n.o.)

Un couple rédox est constitué par deux molécules ou ions comportant le même élément chimique à des nombres d'oxydation différents.

- L'**oxydant** du couple est la forme possédant l'élément au **plus grand nombre d'oxydation**.
- Le **réducteur** du couple est la forme possédant l'élément au **plus petit nombre d'oxydation**.

Définition : Réduction et oxydation (version n.o.)

- Le nombre d'oxydation d'un élément **augmente** au cours d'une **oxydation**.
- Le nombre d'oxydation d'un élément **diminue** au cours d'une **réduction**.

Savoir-faire 2 - Déterminer un n.o. et identifier oxydant et réducteur

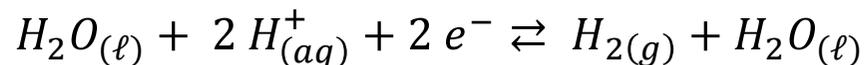
- Trouver le nombre d'oxydation
 - a) de Fe dans Fe^{3+}
 - b) de Cl dans Cl^-
 - c) de O dans O_2
 - d) de H dans H_2
 - e) de O puis de H dans H_2O
- I_2 et IO_3^- font partie d'un couple. Qui est l'oxydant et qui est le réducteur ? (il faut calculer les n.o. de l'élément iode I dans chacune des espèces chimiques pour conclure)
- Même question pour le couple Cr^{3+} et $Cr_2O_7^{2-}$.
- Même question pour le couple Cu^+ et $Cu(OH)_2$.

Les couples de l'eau

A retenir : Couples rédox de l'eau

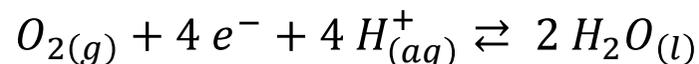
L'eau intervient dans deux couples rédox importants. L'eau est :

- Un **oxydant** dans le couple H_2O/H_2 :



Ce couple peut également se noter H^+/H_2 de demi-équation : $2 H_{(aq)}^+ + 2 e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$

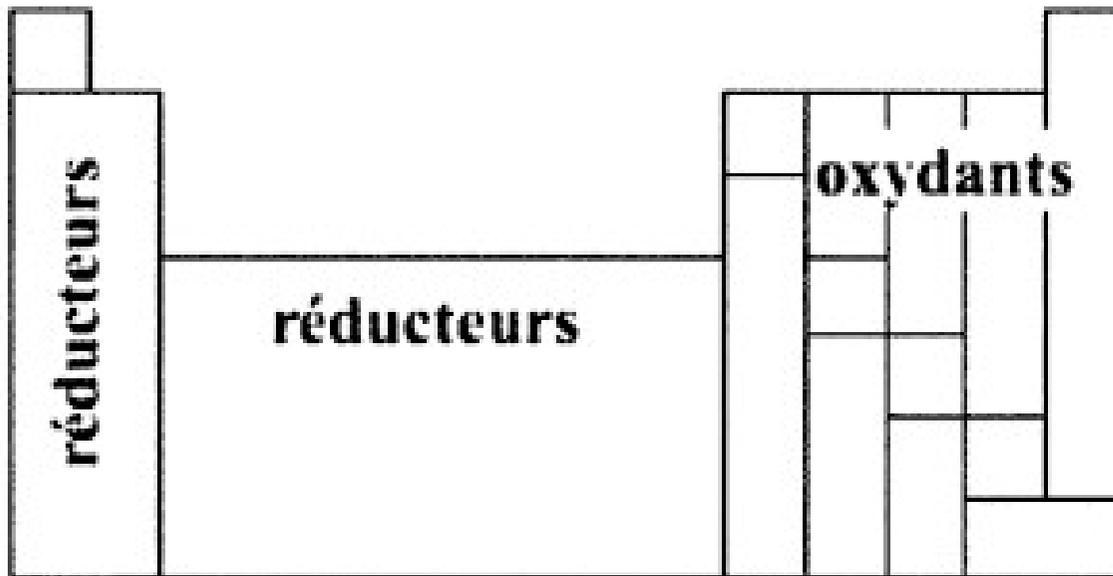
- Un **réducteur** dans le couple O_2/H_2O :



D'autres couples à connaître

Couple	Noms
MnO_4^- / Mn^{2+}	Ion permanganate / Ion manganèse
$S_4O_6^{2-} / S_2O_3^{2-}$	Ion tétrathionate / Ion thiosulfate
$S_2O_3^{2-} / S$	Ion thiosulfate / Soufre
$Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}$	Ion dichromate / Ion chrome (III)
ClO^- / Cl^-	Ion hypochlorite / Ion chlorure
H_2O_2 / H_2O	Peroxyde d'hydrogène / Eau
O_2 / H_2O_2	Dioxygène / Peroxyde d'hydrogène

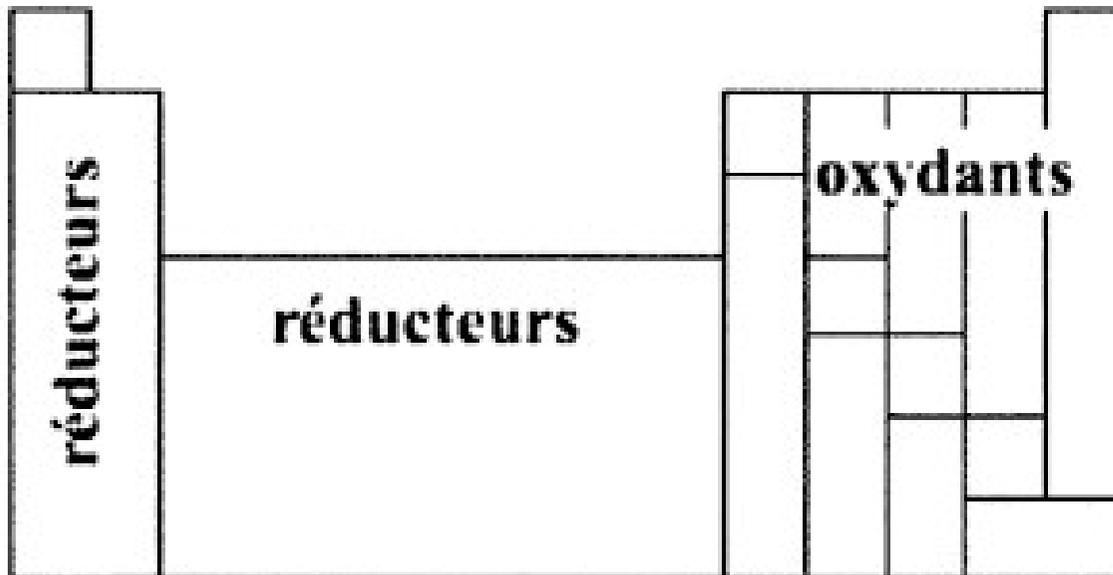
Oxydant et réducteur dans le tableau périodique



Sous forme de corps simples :

- Les alcalins (colonne 1) et les alcalino-terreux (colonne 2) sont des **réducteurs**.
- Les halogènes (colonne 17) et les chalcogènes (colonne 16) sont des **oxydants**.

Oxydant et réducteur dans le tableau périodique



Propriété : Nombres d'oxydation extrêmes d'un élément

Le nombre d'oxydation d'un élément ne peut pas prendre n'importe quelle valeur. Il est lié à sa structure électronique. Lors d'une réaction d'oxydoréduction, un élément va chercher à se rapprocher de la structure électronique d'un gaz noble. Pour cela, il cherchera à saturer sa couche de valence, ou à la vider complètement. **Son nombre d'oxydation sera donc borné.**

Quelques réactions particulières

Définition : Dismutation et médiamutation

- Une réaction de **dismutation** est une réaction où une espèce joue à la fois le rôle d'oxydant et de réducteur. Elle est donc à la fois réduite et oxydée.
- La réaction inverse est appelée réaction de **médiamutation**. Le réducteur et l'oxydant formés sont alors les mêmes.

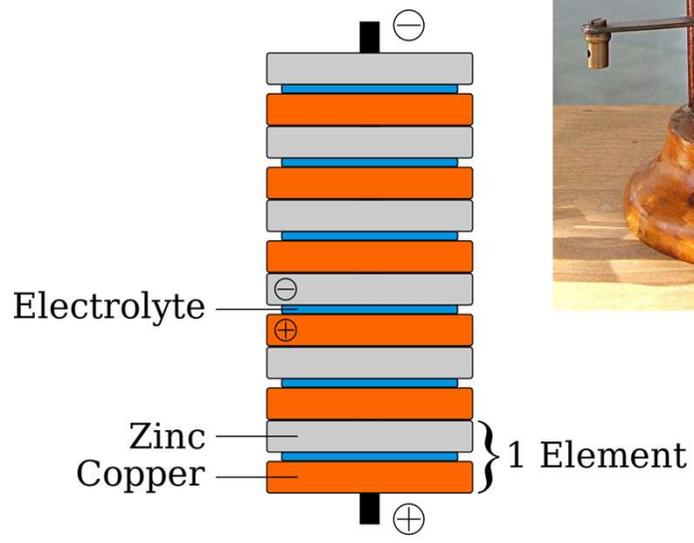
Les piles

Définition : Pile électrochimique

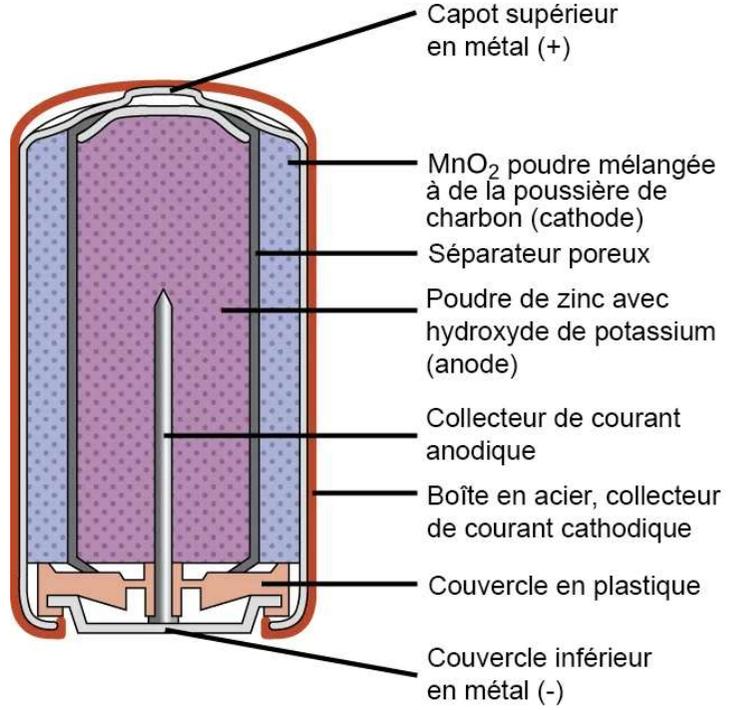
Une ***pile électrochimique*** est un dispositif qui permet de générer un ***courant électrique*** en utilisant des réactions d'oxydoréduction. C'est un ***transformateur d'énergie chimique en énergie électrique***.

Une ***pile*** est constituée de ***deux demi-piles*** associées en série et reliées par une ***jonction électrolytique*** qui peut être une paroi poreuse ou un pont salin.

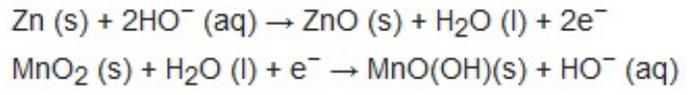
pile à colonne de Volta (1800)



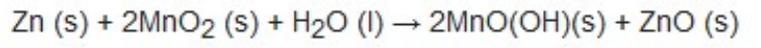
pile alcaline



Les demi-réactions sont¹ :



La Réaction totale est donc :



Exemple de pile

Définition : Electrode

Le **conducteur métallique** est appelé **électrode**.

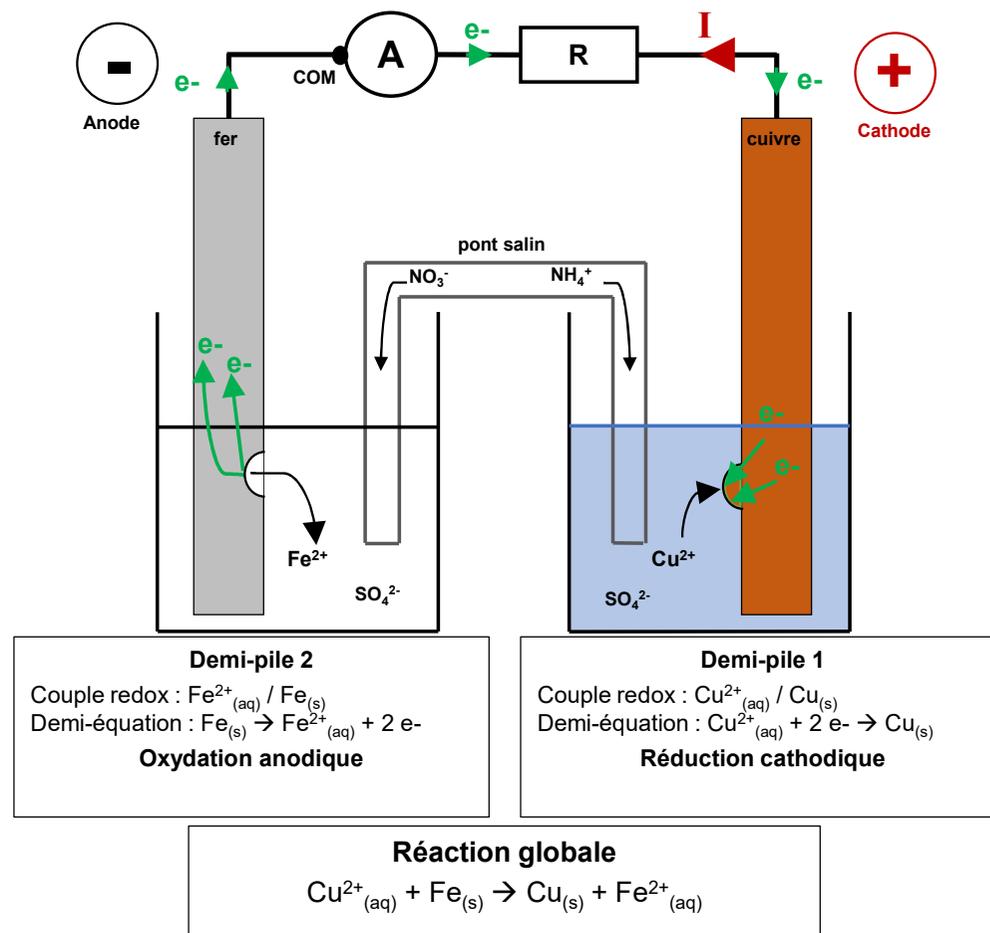
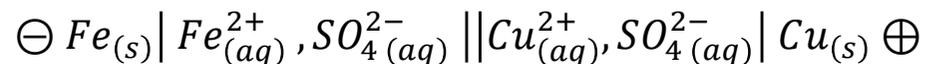
- Une électrode siège d'une **réduction** (gain d'électrons) est appelée **cathode** ;
- Une électrode siège d'une **oxydation** (perte d'électrons) est appelée **anode**.

Les électrons vont donc toujours de l'anode vers la cathode, dans le sens inverse du courant.

Définition : Capacité d'une pile

La capacité électrique Q_{max} d'une pile représente la quantité maximale de charge qu'elle peut fournir au cours de son fonctionnement. Elle se mesure en coulomb (C).

Définition : Représentation symbolique d'une pile



Savoir-faire 3 - Décrire le fonctionnement d'une pile

On considère la pile faite avec les couples Zn^{2+}/Zn à l'anode et Ag^+/Ag à la cathode.

1. Donner la représentation symbolique de cette pile.
2. Sur le schéma de cette pile, indiquer le sens du courant, des électrons, des ions, donner les équations aux électrodes et l'équation bilan.

La concentration en espèces ioniques est $c_0 = 0,1$ mol/L dans chaque compartiment, et leur volume est $V = 100$ mL. Ce ne sont pas les solides qui sont limitants. On donne la constante de Faraday $\mathcal{F} = 96500$ C/mol.

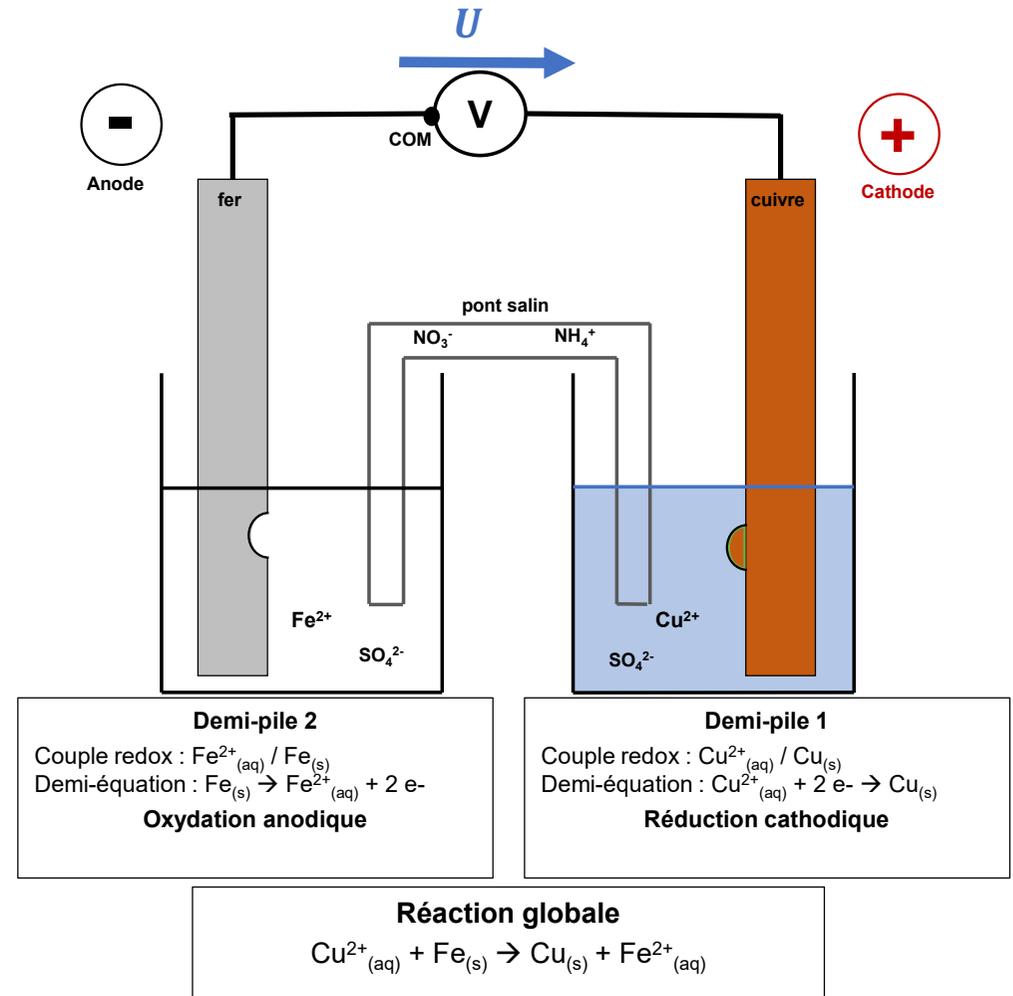
3. Calculer la charge maximale que peut débiter la pile.

Tension aux bornes d'une pile (à vide)

$$U = E_{cathode} - E_{anode}$$

Potentiel d'électrode

⚠ Défini à une constante près
(comme tout potentiel électrique)



Tension aux bornes d'une pile (à vide)

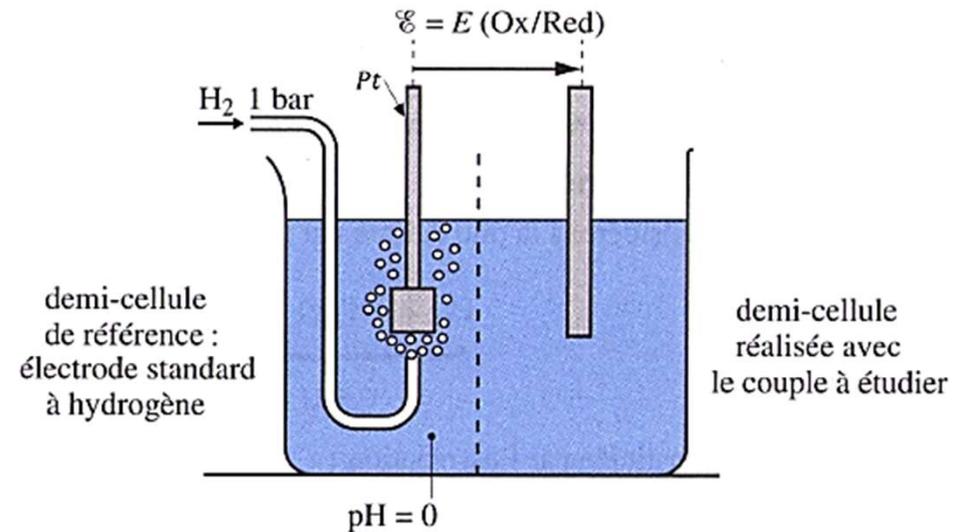
$$U = E_{droite} - E_{gauche}$$

Potentiel d'électrode

⚠ Défini à une constante près
(comme tout potentiel électrique)

Définition : Potentiel d'électrode

Le **potentiel d'électrode** d'une électrode donnée correspond à la force électromotrice (tension à vide) de la pile dont le pôle de droite est constitué par l'électrode considérée et dont le pôle de gauche est constitué d'une électrode de référence dont le potentiel d'électrode est fixé par convention à 0 V.



Tension aux bornes d'une pile (à vide)

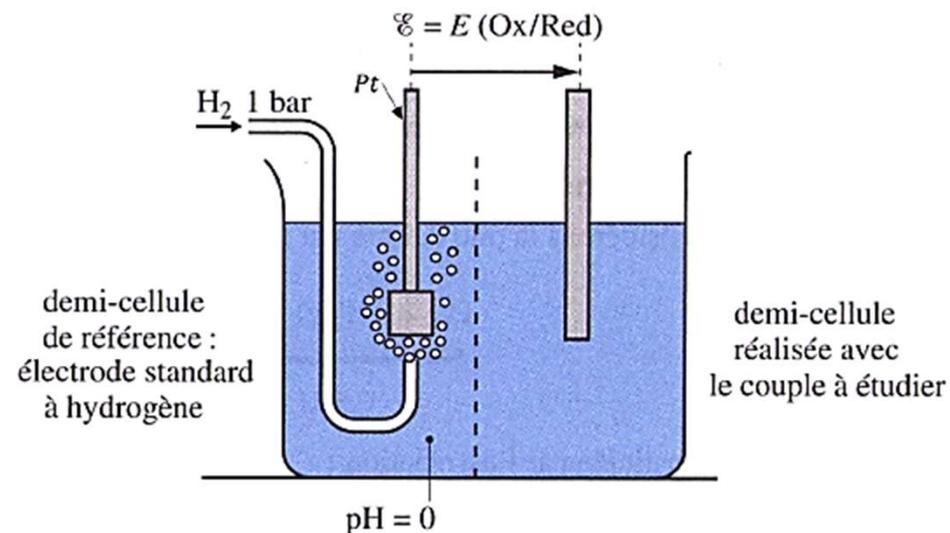
$$U = E_{droite} - E_{gauche}$$

Potentiel d'électrode

⚠ Défini à une constante près
(comme tout potentiel électrique)

Définition : Potentiel d'électrode

Le **potentiel d'électrode** d'une électrode donnée correspond à la force électromotrice (tension à vide) de la pile dont le pôle de droite est constitué par l'électrode considérée et dont le pôle de gauche est constitué d'une électrode de référence dont le potentiel d'électrode est fixé par convention à 0 V.



Convention : Electrode standard à hydrogène

L'**électrode standard à hydrogène (E.S.H)** fait intervenir le couple $H^+/H_{2(g)}$. Elle est constituée de platine au contact d'une solution contenant des ions H^+ ayant une activité chimique de 1 et dans laquelle barbote du dihydrogène à la pression partielle $p_{H_2} = 1$ bar. **Par convention**, son potentiel est pris égal à 0,00 V **quelle que soit la température**.

Par conséquent, on fixe le potentiel d'oxydoréduction du couple H^+/H_2 à 0 V : $E(E.S.H.) = E^0(H^+/H_2) = E^0(H_2O/H_2) = 0,00V$

Potentiel d'oxydoréduction

Définition : Potentiel d'oxydoréduction

Le *potentiel d'oxydoréduction* est une *grandeur thermodynamique* associée à un couple oxydant/réducteur. C'est le *potentiel d'équilibre* d'une électrode au contact de ce couple oxydant/réducteur. Le potentiel d'oxydoréduction s'identifie (sauf exceptions liés à la cinétique) au potentiel d'électrode.

 Dépend des conditions expérimentales (concentrations, pression, ... plus généralement des activités).

Vers des valeurs tabulées

Définition : Potentiel standard d'oxydoréduction

Si le couple rédox est dans ses conditions standard, c'est-à-dire si toutes les espèces présentes ont une activité de 1 (pression de 1 bar pour les gaz, concentration de 1 mol.L⁻¹ pour les solutés,...), le potentiel d'oxydoréduction mesuré est appelé **potentiel standard d'oxydoréduction** et est noté $E^0(Ox/Red)$.

Le potentiel standard d'oxydoréduction est **caractéristique du couple rédox**, et **ne dépend que de la température**. Il est donc possible de les cataloguer pour les températures usuelles de travail !

Convention : Formule de Nernst

On admettra que, pour un couple rédox de demi-équation :



le potentiel rédox $E(\text{Ox}/\text{Red})$, exprimé en volt (V), dépend du potentiel standard $E^0(\text{Ox}/\text{Red})$ à la température T , et des activités des espèces mises en jeu dans la demi-équation :

$$E(\text{Ox}/\text{Red}) = E^0(\text{Ox}/\text{Red}) + \frac{R.T}{n.F} \cdot \ln \left(\frac{a(\text{Ox})^\alpha \cdot a(\text{H}_3\text{O}^+)^y}{a(\text{Red})^\beta \cdot a(\text{H}_2\text{O})^x} \right)$$

avec :

- n le nombre d'électrons échangés dans la demi-équation ;
- $F = 96500 \text{ C.mol}^{-1}$ la constante de Faraday (charge électrique d'une mole d'électrons) ;
- $R = 8,31 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ la constante des gaz parfaits
- T la température en kelvin (K)

Version simplifiée

Méthode : Formule de Nernst à utiliser en pratique

À $T = 298 \text{ K}$, on peut utiliser la formule suivante :

$$E(\text{Ox/Red}) = E^0(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{n} \cdot \log \left(\frac{a(\text{Ox})^\alpha \cdot a(\text{H}_3\text{O}^+)^\gamma}{a(\text{Red})^\beta} \right)$$

car alors $\frac{R \cdot T \cdot \ln(10)}{\mathcal{F}} = 0,06$.

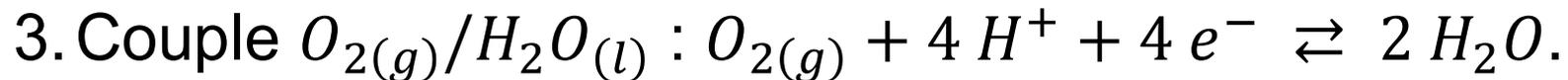
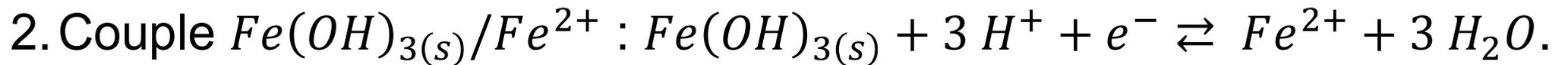
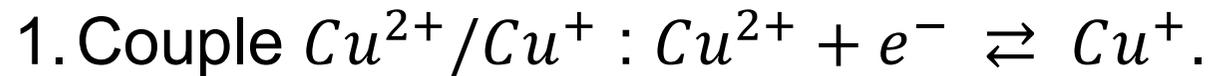
 Le \ln est devenu un \log !

Sous cette forme, l'analogie avec les couples acide/base apparaît plus nettement:

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{a(\text{base})}{a(\text{acide})} \right)$$

Savoir-faire 4 : Utilisation de la formule de Nernst

À chaque fois, écrire la formule de Nernst associée au couple. La demi-équation est donnée.



Analogie entre E^0 et pK_a

pKa à 25 °C

$C_2H_5O^-$	15,9	C_2H_5OH
HO^-	14	H_2O
CO_3^{--}	10,3	HCO_3^-
NH_3	9,2	NH_4^+
HCO_3^-	6,35	CO_2, H_2O
CH_3COO^-	4,8	CH_3COOH
$HCOO^-$	3,7	$HCOOH$
H_2O	0	H_3O^+
NO_3^-	-1,8	HNO_3
Cl^-	-6,3	HCl

↑ Force de la base

↘ Force de l'acide

accepteur	E^0 (volt)	donneur d'e-
$\frac{1}{2} F_{2(g)}$	2,87	F^-
$\frac{1}{2} Cl_{2(g)}$	1,36	Cl^-
MnO_4^-	1,51	Mn^{2+}
$\frac{1}{2} O_{2(g)}$	1,23	H_2O
Ag^+	0,80	$Ag_{(s)}$
Fe^{3+}	0,77	Fe^{2+}
Cu^{2+}	0,34	$Cu_{(s)}$
H_3O^+ ou H^+	0,00	$\frac{1}{2} H_{2(g)}$
Fe^{2+}	-0,44	$Fe_{(s)}$
Zn^{2+}	-0,76	$Zn_{(s)}$
Na^+	-2,71	$Na_{(s)}$
Cs^+	-2,92	$Cs_{(s)}$

↑ Ox

↑ Augmentation de la force de l'oxydant

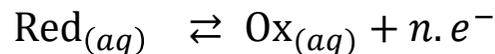
↓ Red

↓ Augmentation de la force du réducteur

Diagramme de prédominance

Méthode : Construire et lire un diagramme de prédominance

Pour un couple rédox simple où les deux espèces sont dissoutes en solution aqueuse, la demi-équation est :



On peut alors réécrire la formule de Nernst pour déterminer l'espèce prédominante à l'équilibre thermodynamique en fonction du potentiel d'oxydoréduction $E(\text{Ox} / \text{Red})$:

$$\frac{[\text{Ox}]_{\text{equilibre}}}{[\text{Red}]_{\text{equilibre}}} = 10^{n \cdot \frac{E(\text{Ox} / \text{Red}) - E^0(\text{Ox} / \text{Red})}{0,06}}$$

- Si $E(\text{Ox} / \text{Red}) > E^0(\text{Ox} / \text{Red})$ alors l'oxydant prédomine ;
- Si $E(\text{Ox} / \text{Red}) < E^0(\text{Ox} / \text{Red})$ alors le réducteur prédomine.

On résume cela sur un **diagramme de prédominance** rédox (voir ci-contre).

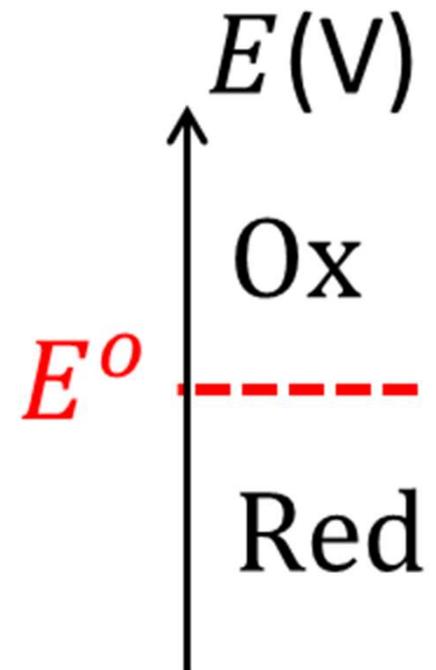


Diagramme d'existence

Pour un couple rédox simple où l'oxydant est dissout en solution aqueuse et le réducteur est sous forme solide, la demi-équation est :

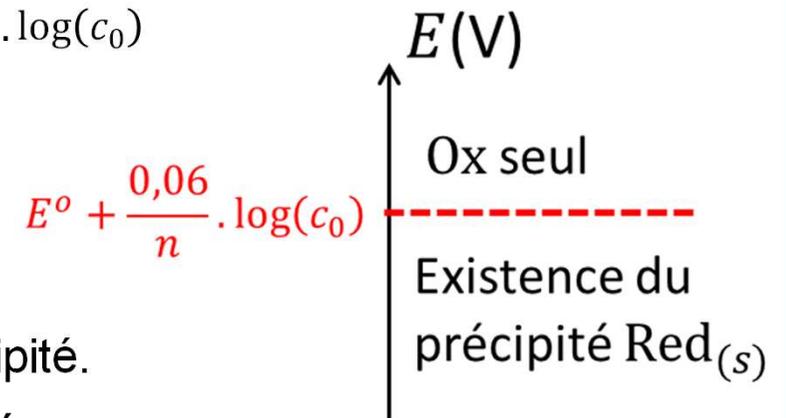


Comme dans le chapitre précédent, on cherche la limite de précipitation du solide pour une concentration de tracé (ou concentration de travail) c_0 donnée. A la frontière on peut utiliser la formule de Nernst (qui n'a pas de sens si le solide n'est pas présent) et la concentration en oxydant est toujours de $[\text{Ox}_{(aq)}] = c_0$:

$$E_{\text{frontière}} = E^0(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{n} \cdot \log(c_0)$$

- Si $E(\text{Ox /Red}) > E^0(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{n} \cdot \log(c_0)$
alors l'oxydant est seul en solution ;
- Si $E(\text{Ox /Red}) < E^0(\text{Ox/Red}) + \frac{0,06}{n} \cdot \log(c_0)$
alors le réducteur existe en solution sous forme de précipité.

On résume cela sur un **diagramme d'existence** du précipité.

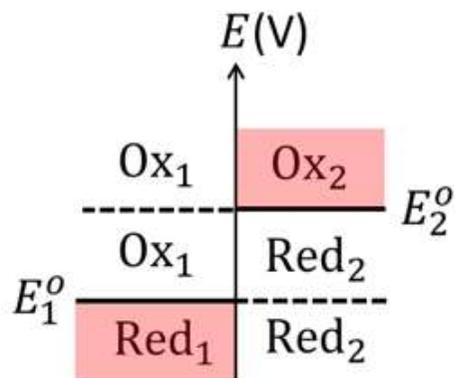


Compatibilité des espèces en solution

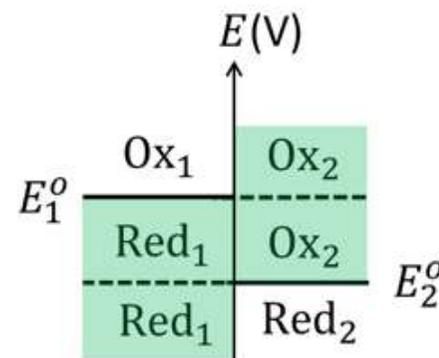
Méthode : Prévoir les espèces incompatibles

Prenons deux couples Ox/Red. On superpose leurs diagrammes de prédominance (le potentiel E de la solution est unique).

- Si leurs zones de prédominance ont une partie en commun, les deux espèces peuvent coexister en solution.
- Si ce n'est pas le cas, il n'y a aucun potentiel qui permet d'avoir les deux en même temps : les deux espèces sont incompatibles.



Les espèces Red₁ et Ox₂ sont incompatibles.



Les espèces Red₁ et Ox₂ peuvent coexister.

Savoir-faire 7 - Prévoir une dismutation

On donne les potentiels standards des couples rédox du cuivre
 $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,17 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}_{(s)}) = 0,52 \text{ V}$;
 $C_0 = [\text{Cu}^{2+}] + [\text{Cu}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Pour les deux couples précédents, écrire la demi-équation électronique et donner la formule de Nernst donnant le potentiel du couple.
2. En déduire les diagrammes de prédominance des deux couples.
3. Justifier le fait que l'ion cuivreux n'est pas stable en solution. Écrire l'équation bilan de sa dismutation.

Rappel du chapitre acide/base :

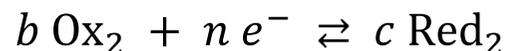
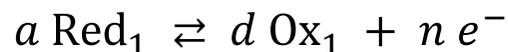
$$K^0 = 10^{(pK_{a,base} - pK_{a,acide})}$$

Constante d'équilibre

Résultat important : Constante d'équilibre d'une réaction entre deux couples rédox

On considère la réaction : $a \text{Red}_1 + b \text{Ox}_2 \rightleftharpoons c \text{Red}_2 + d \text{Ox}_1$,

obtenue en sommant les deux demi-équations



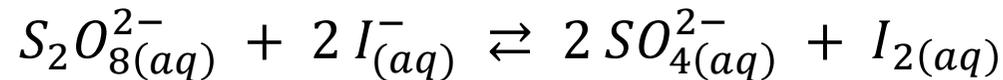
(avec le même n), alors la constante d'équilibre de cette réaction est :

$$K^0 = 10^{n \times \frac{E_2^0 - E_1^0}{0,06}}$$

- Si $E_2^0 > E_1^0$ alors le **sens direct** est thermodynamiquement favorisé.
- Si $E_2^0 < E_1^0$ alors le **sens inverse** est thermodynamiquement favorisé.

Savoir-faire 5 - Détermination d'une constante d'équilibre

Lors du chapitre sur la cinétique chimique, nous avons suivi la réaction d'oxydation du iodure par le peroxydisulfate :



Données : $E^0(I_2/I^-) = 0,54 \text{ V}$ et $E^0(S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}) = 2,0 \text{ V}$.

1. Déterminer la constante d'équilibre de cette réaction. Est-elle quantitative ?

Savoir-faire 7 - Prévoir une dismutation

On donne les potentiels standards des couples rédox du cuivre
 $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+) = 0,17 \text{ V}$; $E^0(\text{Cu}^+/\text{Cu}_{(s)}) = 0,52 \text{ V}$;

$$C_0 = [\text{Cu}^{2+}] + [\text{Cu}^+] = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}.$$

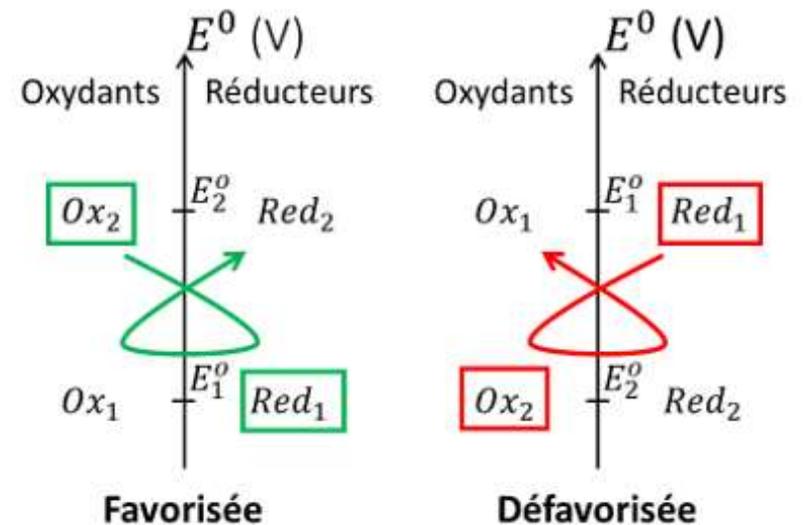
1. Pour les deux couples précédents, écrire la demi-équation électronique et donner la formule de Nernst donnant le potentiel du couple.
2. En déduire les diagrammes de prédominance des deux couples.
3. Justifier le fait que l'ion cuivreux n'est pas stable en solution. Écrire l'équation bilan de sa dismutation **et calculer sa constante d'équilibre.**
4. **Calculer $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}_{(s)})$.**

Le retour du γ

Méthode : Règle du gamma

Un moyen de retenir ceci, et de le visualiser directement, est la "**règle du gamma**" :

1. Sur une échelle verticale, graduée en potentiel standard E^0 , on place les deux couples rédox que l'on souhaite faire réagir ;
2. À gauche de l'axe, on place les oxydants ; à droite, on place les réducteurs ;
3. On entoure les espèces présentes à l'état initial ;
4. Si on peut les relier avec un gamma direct, la réaction est thermodynamiquement favorisée dans le sens direct ($K^0 > 1$), sinon elle est thermodynamiquement défavorisée.



Remarque : si plusieurs couples sont présents, la réaction prépondérante est celle pour laquelle les couples sont le plus éloignés l'un de l'autre (le γ le plus allongé).

Savoir-faire 6 - Prévoir les réactions thermodynamiquement favorisées

Une solution de permanganate de potassium est versée sur de la poudre de cuivre. On donne les couples MnO_4^- / Mn^{2+} ($E^0 = 1,51 \text{ V}$) et Cu^{2+} / Cu ($E^0 = 0,34 \text{ V}$).

1. Indiquer si une transformation a lieu et, le cas échéant, écrire son équation bilan.

Deux solutions contenant respectivement les ions Fe^{2+} et Zn^{2+} sont mélangées. On donne les couples Fe^{3+} / Fe^{2+} ($E^0 = 0,77 \text{ V}$) et Zn^{2+} / Zn ($E^0 = -0,76 \text{ V}$).

2. Indiquer si une transformation a lieu et, le cas échéant, écrire son équation bilan.