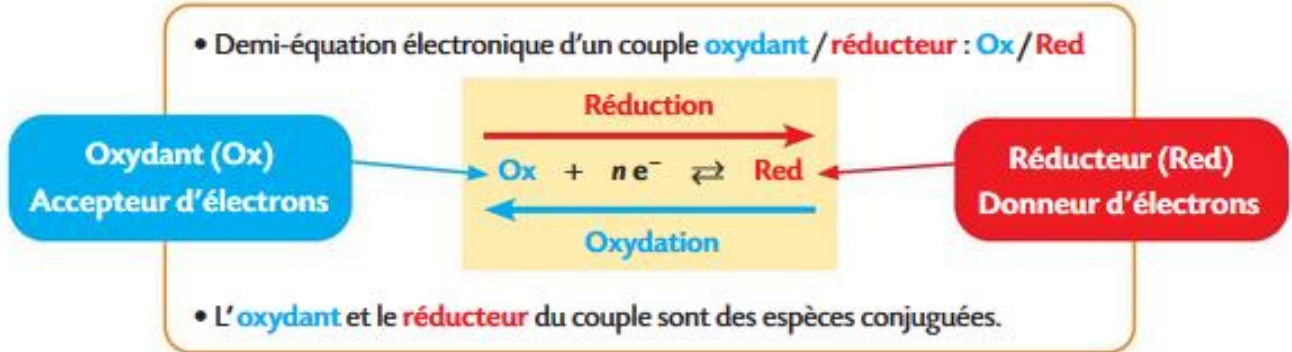
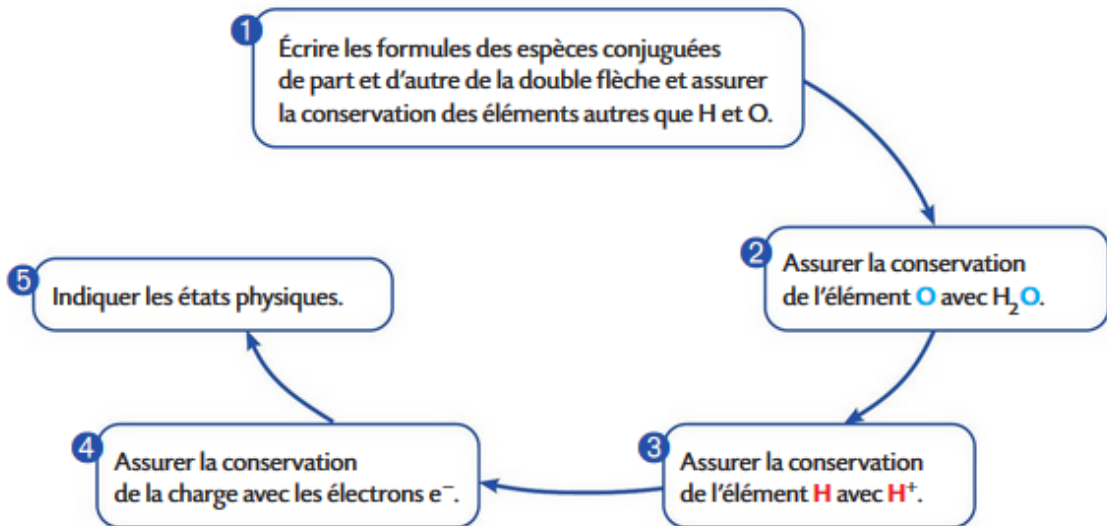


BILAN

OXYDANT - REDUCTEUR



½ EQUATION ELECTRONIQUE



EXEMPLES

Couple : MnO_4^- / Mn^{2+}

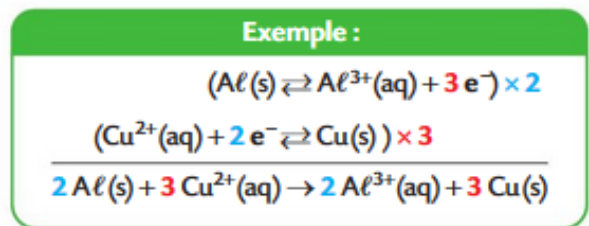
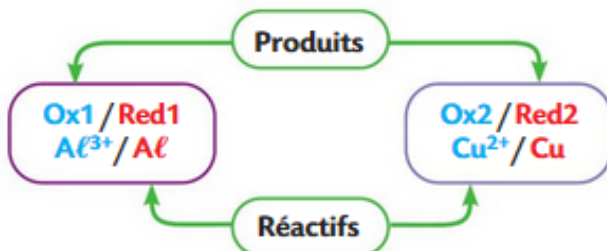


Couple : PbO_2 / Pb^{2+}



EQUATION ELECTRONIQUE

• Au cours d'une réaction d'oxydoréduction, des électrons sont transférés entre l'oxydant d'un couple et le réducteur d'un autre couple. Il se forme les espèces conjuguées de chacun des réactifs.



LA PILE

Une **pile** est un dispositif qui **transforme** l'énergie d'une réaction **chimique** en énergie **électrique**.

Elle est constituée de **deux** demi-piles où ont lieu deux $\frac{1}{2}$ équations électroniques.

Chaque demi-pile met en présence un **réducteur** (ici un métal) et son **oxydant** conjugué (ici le cation métallique).

Dans une pile :

- × l'**oxydant** du couple de la borne **positive** est **réduit** il subit une **réduction**
- × le **réducteur** du couple de la borne **négative** est **oxydé** il subit une **oxydation**

Force électromotrice d'une pile est notée **fem** ou **E**

Elle correspond à la **tension** mesurée en **circuit ouvert**

Elle se calcule : **fem = E = E⁺ - E⁻**

La quantité d'électricité qui circule est notée **Q** et elle s'exprime en **Coulomb (C)**

La quantité d'électricité peut se calculer de **2** manières

$$Q = I \cdot \Delta t$$

Q : quantité d'électricité en **Coulombs (C)**

I : intensité du courant électrique en **ampères (A)**

Δt : durée de fonctionnement en **seconde (s)**

$$Q = n_e \cdot F$$

Q : quantité d'électricité en **Coulombs (C)**

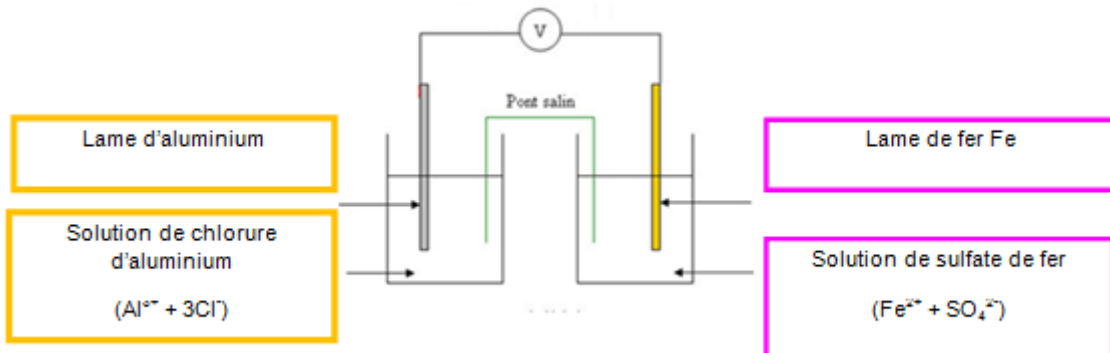
n_e : quantité de matière d'électrons ayant réagi pendant **Δt** (mol)

F : constante de Faraday **F = 96 500 C** = charge d'une mole d'électrons

Remarque : Q peut aussi s'exprimer en Ampère.heure (A.h.) si I est en A et Δt en h.

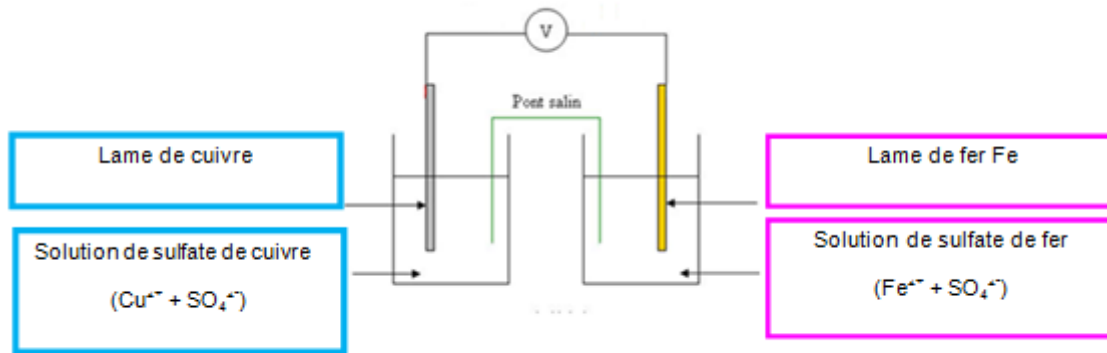
PROPTOCOLE et OBSERVATIONS

- **Réaliser** la **pile 1** schématisée ci-dessous



- **Relever** la valeur de la Fem lorsque celle-ci est positive : **Fem = 0,238 V**
- **En déduire** la borne + de la pile : **lame de fer**
- **En déduire** la borne - de la pile : **lame d'aluminium**

- Réaliser la **pile 2** schématisée ci-dessous



- **Relever** la valeur de la Fem lorsque celle-ci est positive : **Fem = 0,500 V**
- **En déduire** la borne + de la pile : **lame de cuivre**
- **En déduire** la borne – de la pile : **lame de fer**

ANALYSE

Pile 1

- 1) **Donner** les 2 couples redox mis en jeu dans la **pile 1**. (**Fe²⁺ / Fe**) et (**Al³⁺ / Al**)
- 2) La **cathode**, la borne positive de la pile subit une réduction. **Ecrire** la ½ équation rédox.
Fe²⁺ + 2e⁻ ↔ Fe
- 3) L'**anode**, la borne négative de la pile subit une oxydation. **Ecrire** la ½ équation rédox.
Al ↔ Al³⁺ + 3e⁻
- 4) **Ecrire** l'équation d'oxydoréduction qui a lieu lors du fonctionnement de cette pile (attention aux échanges d'électrons)
2Al + 3Fe²⁺ → 2Al³⁺ + 3Fe

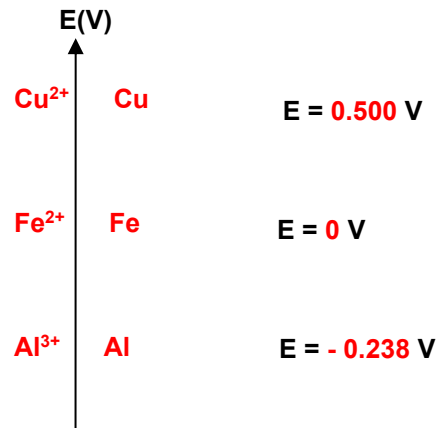
Pile 2

- 5) **Donner** les 2 couples redox mis en jeu dans la **pile 2**. (**Fe²⁺ / Fe**) et (**Cu²⁺ / Cu**)
- 6) La **cathode**, la borne positive de la pile subit une réduction. **Ecrire** la ½ équation rédox.
Cu²⁺ + 2e⁻ ↔ Cu
- 7) L'**anode**, la borne négative de la pile subit une oxydation. **Ecrire** la ½ équation rédox.
Fe ↔ Fe²⁺ + 2e⁻
- 8) **Ecrire** l'équation d'oxydoréduction qui a lieu lors du fonctionnement de cette pile (attention aux échanges d'électrons)
Cu²⁺ + Fe → Cu + Fe²⁺

CLASSEMENT

- **Donner** la relation entre FEM et E_{cathode} et E_{anode} : **FEM = E_{cathode} - E_{anode}**
- **Remplacer** pour chaque pile E_{cathode} et E_{anode} par E_{Cu}, E_{Al} et E_{Fe} dans l'expression précédente :
Pile 1 : FEM = E_{Fe} - E_{Al}
Pile 2 : FEM = E_{Cu} - E_{Fe}

- Si on pose le fer comme électrode de référence, en **déduire** le classement électrochimique en **complétant**
 - les symboles / formules des oxydants réducteurs
 - les valeurs des potentiels si le fer est choisi comme référence

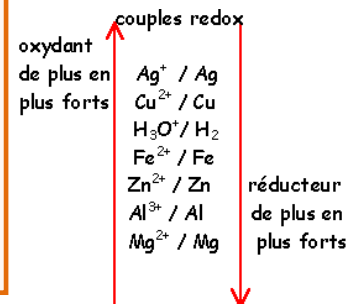


LE CLASSEMENT ELECTROCHIMIQUE

Le classement se fait suivant un axe vertical sur lequel

- les **oxydants** sont placés à **gauche**
- les **réducteurs** sont placés à **droite**
- L'**oxydant** le plus **fort** est en **haut** de l'axe
- Le **réducteur** le plus **fort** est en **bas** de l'axe

Règle : L'oxydant **le plus fort** réagit spontanément avec le réducteur **le plus fort**.



A chaque couple rédox est associé un nombre appelé **potentiel rédox standard**

noté **E°** exprimé en **volts**

Le couple H⁺ / H₂ a été choisi arbitrairement comme référence donc **E°_{H⁺/H₂} = 0,00 V**

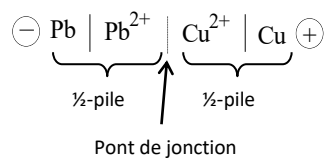
Plus E°_{Ox/Réd} est **grand**, plus l'oxydant est **fort**

Plus E°_{Ox/Réd} est **petit**, plus le réducteur est **fort**

Classification électrochimique des couples Ox / Red Potentiels standard d'oxydoréduction à 25°C (E0)

oxydant	réducteur	E ⁰ (V)
F ₂ (gaz)	F ⁻	2,87
S ₂ O ₈ ²⁻	SO ₄ ²⁻	2,01
H ₂ O ₂	H ₂ O	1,77
MnO ₄ ⁻	MnO ₂	1,69
MnO ₄ ⁻	Mn ²⁺	1,51
Au ³⁺	Au	1,50
PbO ₂	Pb ²⁺	1,45
Cl ₂ (gaz)	Cl ⁻	1,36
Cr ₂ O ₇ ²⁻	Cr ³⁺	1,33
MnO ₂	Mn ²⁺	1,23
O ₂ (gaz)	H ₂ O	1,23
Br ₂ (aq)	Br ⁻	1,08
NO ₃ ⁻	NO(gaz)	0,96
Hg ²⁺	Hg	0,85
NO ₃ ⁻	NO ₂	0,84
Ag ⁺	Ag	0,80
Fe ³⁺	Fe ²⁺	0,77
O ₂ (gaz)	H ₂ O ₂	0,68
O ₂ (gaz)	H ₂ O ₂	0,68
I ₂ (aq)	I ⁻	0,62
Cu ²⁺	Cu	0,34
CH ₃ CHO	C ₂ H ₅ OH	0,19
SO ₄ ²⁻	SO ₂ (aq)	0,17
S ₄ O ₆ ²⁻	S ₂ O ₃ ²⁻	0,09
H ⁺	H ₂ (gaz)	0,00
CH ₃ CO ₂ H	CH ₃ CHO	-0,12
Pb ²⁺	Pb	-0,13
Sn ²⁺	Sn	-0,14
Ni ²⁺	Ni	-0,23
Co ²⁺	Co	-0,29
Cd ²⁺	Cd	-0,40
Fe ²⁺	Fe	-0,44
Zn ²⁺	Zn	-0,76
Al ³⁺	Al	-1,66
Mg ²⁺	Mg	-2,37
Na ⁺	Na	-2,71
K ⁺	K	-2,92

EXEMPLE



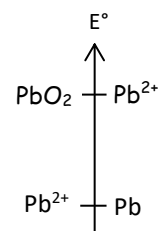
- ✗ Borne négative : appelée **anode** : il y a une **oxydation** : $\text{Pb} \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$
- ✗ Borne positive : appelée **cathode** : il y a une **réduction** : $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Cu}$
- ✗ Bilan de la réaction : $\text{Cu}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Cu} + \text{Pb}^{2+}$

EXEMPLE

Soient les 2 couples rédox suivants : $\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$ ($E^\circ_1 = 1,45 \text{ V}$) et Pb^{2+}/Pb ($E^\circ_2 = -0,13\text{V}$)

➤ **Ecrire** l'équation bilan de la réaction chimique ayant lieu entre ces 2 couples

Etape 1 Placer les couples sur un axe des potentiels



Etape 2 Ecrire les $\frac{1}{2}$ équations électroniques dans le sens où se font les échanges d'électrons



Etape 3 Vérifier qu'il y ait le même nombre d'électrons échangés

Etape 4 Ecrire l'équation de la réaction qui aura lieu spontanément entre les couples

