

+٢٠٥٤٠٤٢١ | +٢٠٥٣٤٠٣٥ | +٢٠٥٣٨٠٣٧ | +٢٠٥٣٨١٤٧
المملكة المغربية
وزارة التربية الوطنية
والتربية الابتدائية والرياضة



المملكة المغربية
وزارة التربية الوطنية
والتربية الابتدائية والرياضة

المركز الجماعي لمهن التربية والتكوين لجهة الدار البيضاء سطات

Centre Régional des Métiers de l'Education et de la Formation de la Région Casablanca-Settat

Oydo-réduction

PLAN

01

Définition de
d'oxydoréduction

02

Piles et potentiels
d'électrode

03

Différents types
d'électrode

04

Piles
et accumulateurs

05

Sens d'évolution
d'un système

06

Théorie du principe
de titrage redox

Introduction

La rouille est formée à cause d'une réaction chimique entre le métal de fer et le dioxygène de l'air en présence de l'humidité . Même chose pour le métal de cuivre et d'autres métaux , ces types de réaction s'appellent réaction d'oxydoréduction , qui ne se limitent pas seulement pour les métaux.

01

Définition de
d'oxydoréduction

Oxydation

Il y a une **oxydation** lorsqu'une espèce chimique **M** se transforme en une espèce **L** en cédant des électrons selon l'équation :



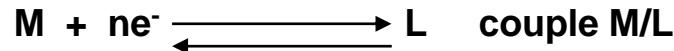
- ❖ L'espèce M est appelée réducteur ou forme réduite
- ❖ L'espèce L est appelée oxydant ou forme oxydée
- ❖ Le phénomène est appelé oxydation

Cette équation peut encore s'écrire:



Réduction

Il y a **réduction** quand une espèce **M** se transforme en une espèce **L** en **captant des électrons** selon la réaction :



- ❖ L'espèce M est appelée oxydant ou forme oxydée.
- ❖ L'espèce L est appelée réducteur ou forme réduite.
- ❖ Le phénomène est appelé réduction.

Cette équation peut encore s'écrire:

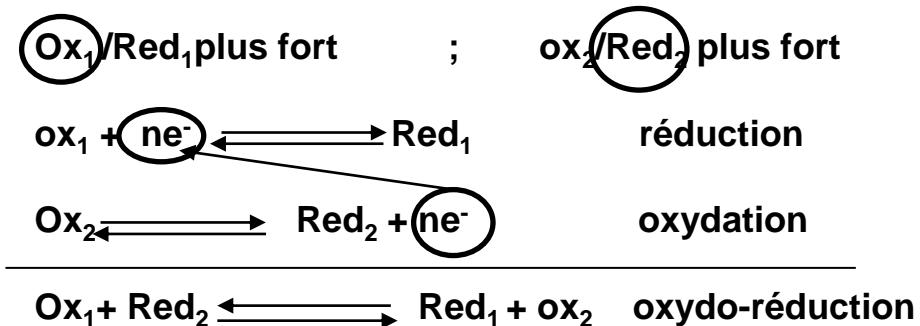


Oxydo-réduction

Dans l'oxydation ou réduction, un oxydant est d'autant plus fort qu'il fixe facilement des électrons et un réducteur est d'autant plus fort qu'il libère des électrons.

Quand on mélange deux couples redox (Ox_1/Red_1 , Ox_2/Red_2), il y a une réaction dans laquelle l'oxydant le plus fort capte les électrons et le réducteur le plus fort cède des électrons.

Exemple :



Coefficients stœchiométriques de la réaction d'oxydo-réduction

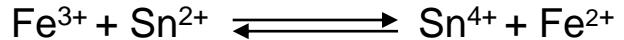
La réduction de l'ion MnO_4^- (ion permanganate).



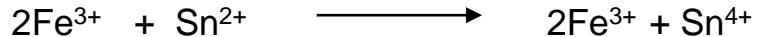
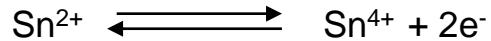
Il faut d'abord déterminer les espèces chimiques intervenant dans la réaction ; pour cela il faut connaître leur concentration, le pH de la solution et la force des couples redox en présence

- Si le milieu est acide, la forme réduite est l'ion manganeux Mn^{2+} . Le couple sera $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$.
- Si le milieu est neutre, la forme réduite est le dioxyde de manganèse MnO_2 et le couple sera $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$.
- Si le milieu est basique, la forme réduite est l'ion manganate MnO_4^{2-} et le couple sera alors : $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_4^{2-}$.

Exemple : Soit à équilibrer la réaction:



On a les couples $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$



Nombre d'oxydation

Le nombre d'oxydation d'un élément dans une molécule est un nombre algébrique qu'on lui attribue de telle sorte que la somme des nombres d'oxydation des éléments soit **nulle** pour une molécule **neutre** ou bien égale à sa **charge électrique** pour les **ions**.

Exemple :

Détermination du degré d'oxydation du soufre dans SO_2 .

$$x + 2(-2) = 0 \Rightarrow x = +4$$

S(+IV)

Détermination du degré d'oxydation du soufre dans SO_4^{2-} .

$$x + 4(-2) = -2$$

$$x - 8 = -2 \Rightarrow x = +6$$

S(+VI)

Détermination du degré d'oxydation de Mn dans MnO_4^- .

Soit x son degré d'oxydation.

$$\begin{aligned}x + 4(-2) &= -1 \\x - 8 &= -1 \Rightarrow x = -1 + 8 = +7\end{aligned}$$

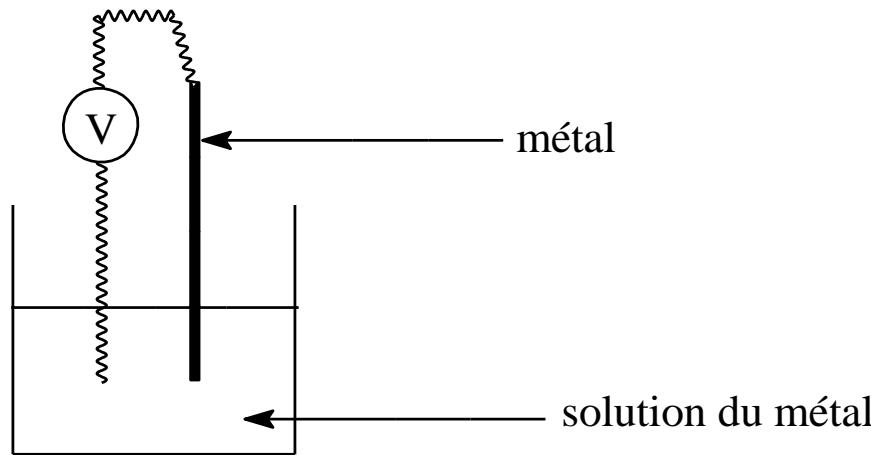
Mn (+VII)

02

Piles et potentiels d'électrode

Potentiel d'électrode

Par convention, le potentiel pris par une électrode métallique par rapport à sa solution est appelé potentiel électrode.

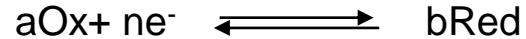


$$V = |V_{\text{solution}} - V_{\text{métal}}| = e$$

Le potentiel électrode est fonction des activités (ou concentrations pour des solutions diluées) des deux constituants du couple redox.

Loi de Nernst

La réaction du couple redox Ox/Red



a et *b* = coefficients stœchiométriques.

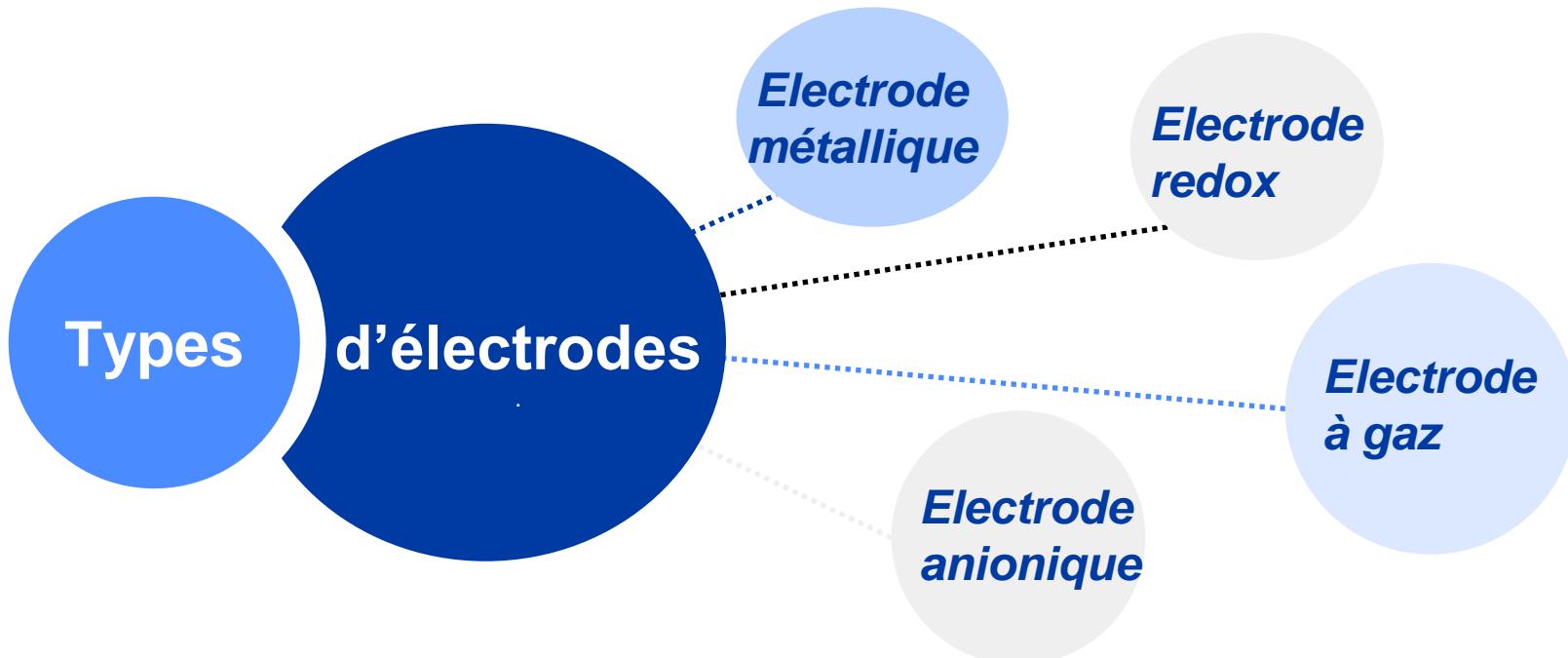
Le potentiel *e* (Volt) lié à ce couple s'écrit selon la loi de Nernst:

$$e = e^0 + \frac{0,06}{n} \log \frac{[\text{Ox}]^a}{[\text{Red}]^b} \text{ (Loi de Nernst)}$$

03

Différents types d'électrode

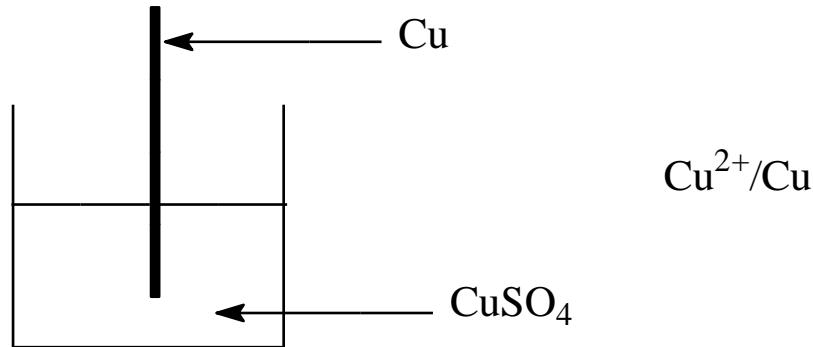
Types d'électrodes



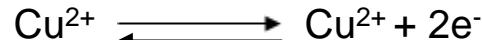
Electrode métallique (cationique)

Le métal plongé dans une solution de ces propres ions.

un fil de cuivre plongé dans une solution de sulfate de cuivre.



La loi de Nernst s'écrit:



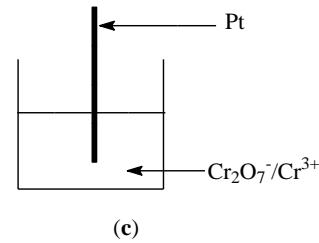
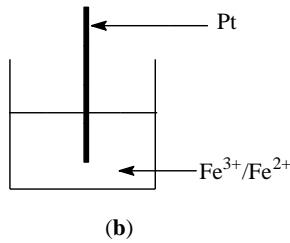
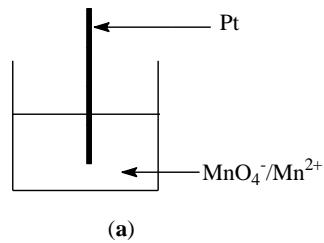
$$e = e^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Cu}]} + \frac{0,06}{5} \log [\text{H}^+]^8$$

$$e = e^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + \frac{0,06}{2} \log [\text{Cu}^{2+}] + \frac{0,06}{5} \log [\text{H}^+]^8$$

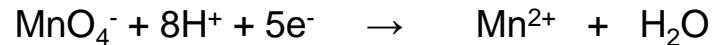
Electrode redox

C'est un métal inattaquable (platine, or) qui plonge dans une solution contenant les deux formes conjuguées d'un couple. En chimie, on utilise très souvent le platine.

Exemple : $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ (en milieu acide), le platine y plonge.



(a)



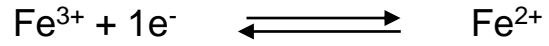
$$e = e^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + \frac{0,06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]}$$

Le potentiel dépend aussi du pH.

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

$$e = e^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) + \frac{0,06}{5} \log \frac{[\text{MnO}_4^-]}{[\text{Mn}^{2+}]} - \frac{0,06 \times 8}{5} \text{pH}$$

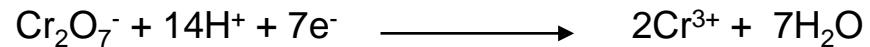
(b)



$$e = e^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]} + \frac{0,06}{5} \log [\text{H}^+]^8$$

La plupart des oxydants qui ont des atomes d'oxygène. Leur réduction se passe en milieu acide pour donner de l'eau.

(c)



$$e = e^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^-/\text{Cr}^{3+}) + \frac{0,06}{7} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^-][\text{H}^+]^{14}}{[\text{Cr}^{3+}]^2}$$

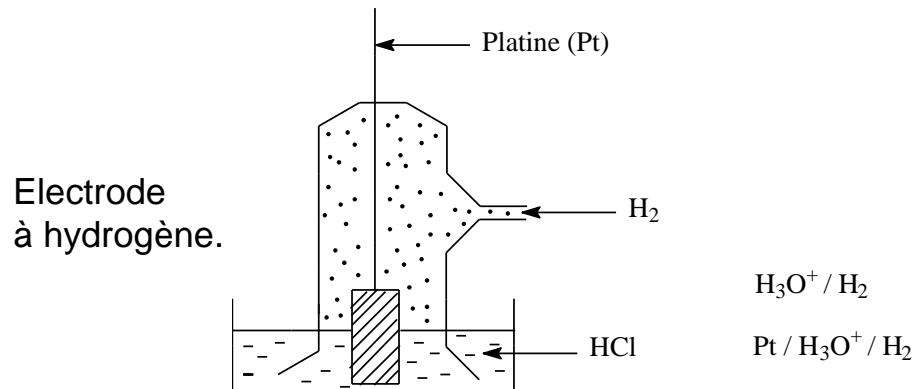
$$e = e^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^-/\text{Cr}^{3+}) + \frac{0,06}{7} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^-]}{[\text{Cr}^{3+}]^2} + \frac{0,06}{7} \log [\text{H}^+]^{14}$$

$$e = e^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^-/\text{Cr}^{3+}) + \frac{0,06}{7} \log \frac{[\text{Cr}_2\text{O}_7^-]}{[\text{Cr}^{3+}]^2} - \frac{0,06 \times 14}{7} \text{pH}$$

Electrode à gaz

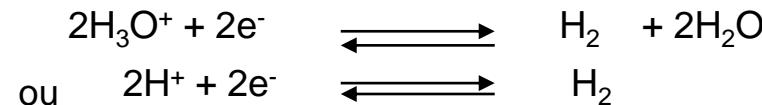
Dans le cas où l'une des formes est à l'état gazeux, on utilisera un métal inattaquable plongeant dans une solution contenant des ions de l'élément gazeux. On envoie dans la solution le gaz considéré sous une pression donnée.

Exemple : électrode à hydrogène.



L'équation redox

s'écrit:



Dans ce cas

$$e = e^0(\text{H}_3\text{O}^+ / \text{H}_2) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{H}_2]}$$

On sait que

$$[H_2] = K \cdot p_{H_2} ;$$

K = constante de Henry

$$e = e^0(H_3O^+/H_2) + \frac{0,06}{2} \log \frac{[H_3O^+]^2}{K \cdot p_{H_2}}$$

$$e = e^0(H_3O^+/H_2) - \frac{0,06}{1} \log K + \frac{0,06}{1} \log \frac{[H_3O^+]}{\sqrt{p_{H_2}}}$$

$$e = e'^0(H_3O^+/H_2) + \frac{0,06}{1} \log \frac{[H_3O^+]}{(p_{H_2})^{1/2}} = e'^0(H_3O^+/H_2) - \frac{0,06}{1} pH - \frac{0,06}{1} \log p_{H_2}$$

$$e = e'^0(H_3O^+/H_2) - 0,06pH - 0,03 \log p_{H_2}$$

On obtient l'électrode normale d'hydrogène quand la $[H_3O^+] = 1 \text{ mol/L}$ et la pression de l'hydrogène est $p_{H_2} = 1 \text{ atm}$.

Dans ce cas, l'électrode est appelée **électrode normale d'hydrogène : ENH**.

$$e = e'^0(H_3O^+/H_2) = 0 \text{ Volt} \quad = \text{potentiel de référence}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} [H_3O^+] = 1 \text{ mol/l} \\ p_{H_2} = 1 \text{ atm} \end{array} \right\} = \text{ENH}$$

Par définition, le potentiel normal d'hydrogène = 0. C'est l'électrode de référence.

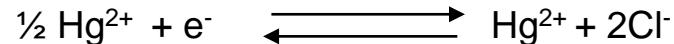
Electrode anionique

Elle est constituée par un métal recouvert d'un de ses sels peu soluble qui plongent dans un électrolyte ayant un ion (anion) commun avec le sel peu soluble.

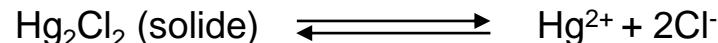
Electrode au calomel

C'est du mercure (Hg), recouvert par le chlorure mercureux Hg_2Cl_2 .
 $\text{Hg} / \text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$.

On a la réaction d'oxydation d'une part:



et l'équilibre d'autre part :



A partir de l'oxydation, nous pouvons écrire :

$$e = e^0(Hg_2^{2+}/Hg) + \frac{0,06}{1} \log[Hg_2^{2+}]^{1/2}$$

$$e = \left[e^0(Hg_2^{2+}/Hg) + \frac{0,06}{1} \log \sqrt{Ks} \right] - \frac{0,06}{1} \log[Cl^-]$$

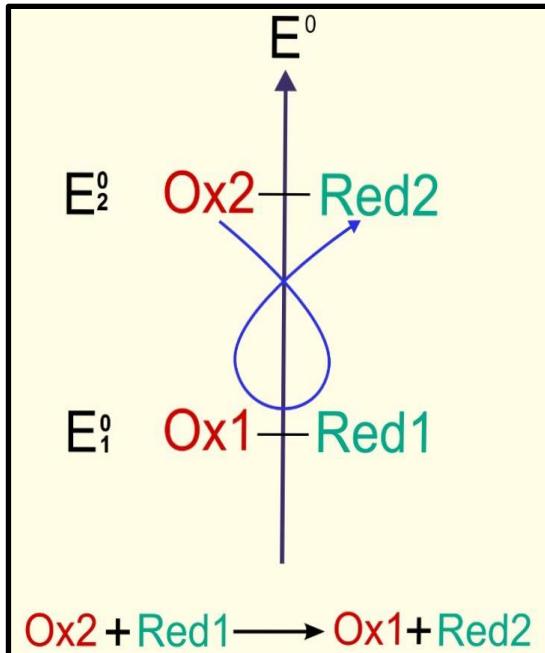
$$e = e^0(Hg_2Cl_2) - \frac{0,06}{1} \log[Cl^-]$$

avec $e^0(Hg_2Cl_2) = e^0(Hg_{22}^{2+}/Hg) + \frac{0,06}{1} \log \sqrt{Ks}$

04

Piles et accumulateurs

Classification des potentiels normaux



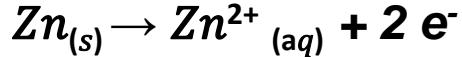
Le potentiel normal E^0 d'une électrode mesure la force oxydoréductrice du couple redox associé. Un oxydant est d'autant plus fort que le potentiel normal du couple auquel il appartient est élevé. Inversement, un réducteur est d'autant plus fort que le potentiel normal du couple auquel il appartient est plus faible.

Classification des potentiels normaux



$$E^\circ(Cu^{2+}/Cu) = 0,34V$$

Le Zn est plus oxydant que le Cu



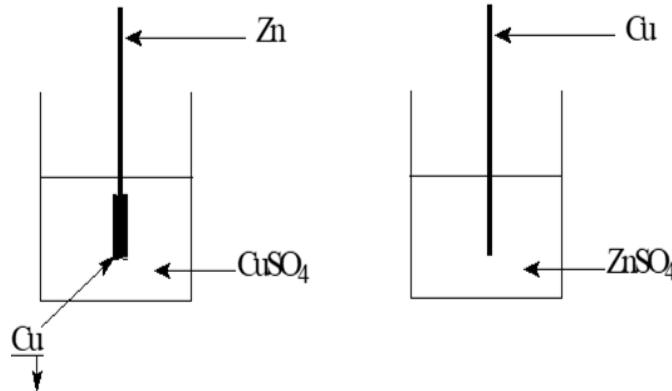
$$E^\circ(Zn^{2+}/Zn) = 0,76V$$

L'ion Cu^{2+} est plus réducteur que l'ion Zn^{2+}

~, ~

Pile électrique (pile Daniell)

Quand on plonge du **Zn** dans une solution de **CuSO₄**, le cuivre se dépose sur le **Zn**

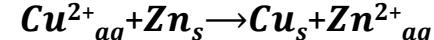
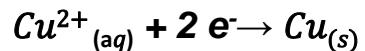
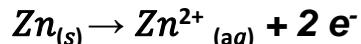


Si on plonge un bâton de cuivre dans une solution de **ZnSO₄**, aucune réaction n'a lieu

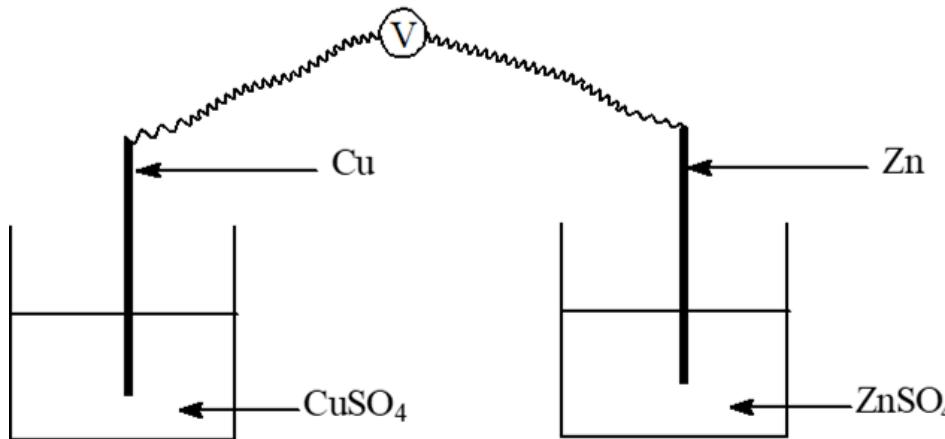
(+) cathode

(-) anode

Reaction globale



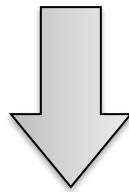
Expérience de Daniell



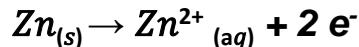
Cette réaction nous montre que les particules actives sont des électrons allant du couple Zn^{2+}/Zn au couple redox Cu^{2+}/Cu . Daniell eût l'idée de séparer les deux couples redox à partir des électrodes redox correspondants. Il les joint par un fil électrique

Pile électrique (pile Daniell)

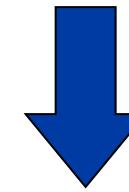
Dans la solution ZnSO_4



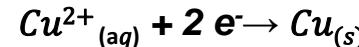
Plus de charges positives



Dans la solution CuSO_4



Plus de charges négatives



aucun courant ne passe. Cela s'explique car si le courant passait, il y aurait eu plus de charges positives dans la solution de ZnSO_4 . De même, il y aurait plus de charges négatives dans la solution de CuSO_4 .

Force électromotrice (f.e.m.) d'une pile

Quand on ferme le circuit, le courant passe du (+) **cathode** vers le (-) **anode**

$$E = E_1^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) + 0,06 / 2 \log [\text{Cu}^{2+}]$$

$$E = E_2^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + 0,06 / 2 \log [\text{Zn}^{2+}]$$

Force électromotrice (f.e.m.) d'une pile

Quand la pile débite du courant électrique, on a pour la f.e.m la valeur $E = E_1 - E_2$

$$E = E^\circ + 0,06 / 2 \log [Cu^{2+}] / [Zn^{2+}]$$

Avec
 $E = E_1^\circ (Cu^{2+}/Cu) - E_2^\circ (Zn^{2+}/Zn)$

La constante d'équilibre

$$E^0 - \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{K} = 0$$

$$\log K = E^0 \times \frac{2}{0,06} \Rightarrow 10^{\log K} = 10^{E^0 \times \frac{2}{0,06}}$$

On peut en déduire la valeur de la constante d'équilibre

$$K = 10^{\left(E^0 \times \frac{2}{0,06}\right)}$$

Ainsi, quand la pile débite, toutes les concentrations sont à l'état dynamique, c'est-à-dire $[Zn^{2+}]$ augmente pendant que $[Cu^{2+}]$ diminue.

Quand la pile débite
 $Cu^{2+}_{aq} + Zn_s \rightarrow Cu_s + Zn$



$$K = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

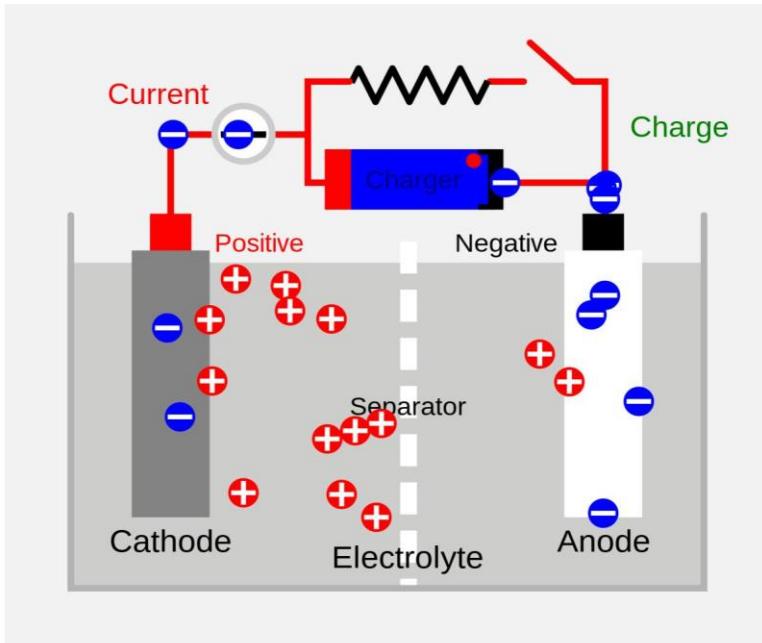
Par conséquent,
quand la pile ne
débite plus, on peut
écrire



$$0 = E^{\circ} + \frac{0,06}{2} \log \frac{1}{K}$$

Définition et principe de l'accumulateur

On peut définir un accumulateur comme une pile rechargeable, c. a. d qui après une décharge il est possible de reproduire l'état initial des électrodes en appliquant aux bornes de la chaîne une différence de potentiel opposée à E .



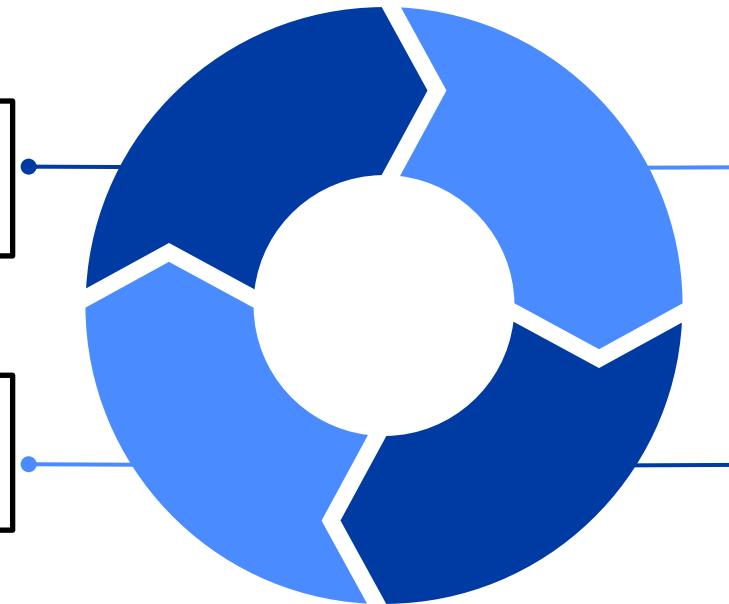
Les paramètres caractéristiques d'un accumulateur

✓ Son rendement coulombique : rapport de la quantité d'électricité

✓ Sa capacité en (A.h) , quantité maximale d'électricité qu'il peut fournir

✓ Sa puissance spécifique massique $W\text{Kg}^{-1}$ et volumique $W\text{l}^{-1}$

✓ Son énergie spécifique massique en WhKg^{-1} et volumique Whl^{-1} .



Les différents types d'accumulateurs

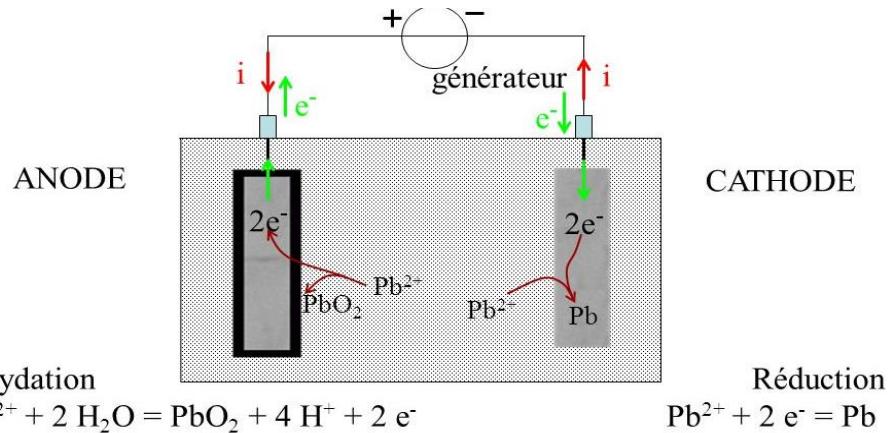
Types d'accumulateurs

Accumulateur au plomb
(Plante):
+PbO₂ // H₂SO₄ / Pb

Accumulateur alcalin au fer-nickel et
au fer –cadmium –nickel :
+ Ni₂O₃, nH₂O // KOH / (Fe , Cd) -

Accumulateur argent -zinc.
+ Ag / AgO // KOH/ Zn -

Etude d'un accumulateur au plomb



En milieu sulfurique, le plomb possède trois états d'oxydation stables sous la forme Pb ; Pb²⁺ et PbO₂ .

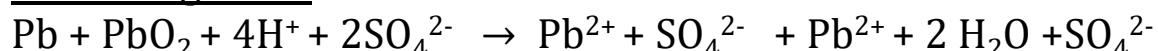


$$E^0 = -0.13 \text{ V}$$



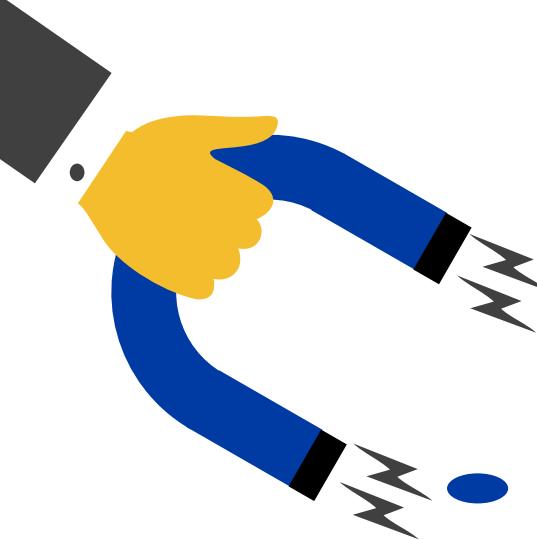
$$E^0 = 1.45 \text{ V}$$

Reaction globale :



05

Sens d'évolution
d'un système



Notion de base

Système chimique

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles. Son état sera décrit en précisant :

- La nature et la quantité de matière des espèces chimiques présentes ;
- L'état physique : solide (s), liquide (l), gazeux (g), en solution aqueuse (aq)
- La température T et la pression P du système

Un système chimique peut être modifié : c'est ce qu'on appelle une transformation chimique .



Notion de base

Transformation chimique

Un système chimique subit une transformation chimique, la nature et la quantité de matière des espèces chimiques sont différentes à l'état initial et à l'état final.

Les espèces introduites sont appelées « réactifs », et les espèces obtenues après la transformation à l'état final sont appelées « produits »

Critère d'évolution spontanée d'un système

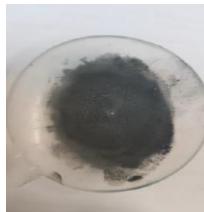


Lame de cuivre

10 mL solution aqueuse de sulfate de zinc
 $(Zn^{2+}_{(aq)}; SO_4^{2-}_{(aq)})$
0,10 mol.L⁻¹

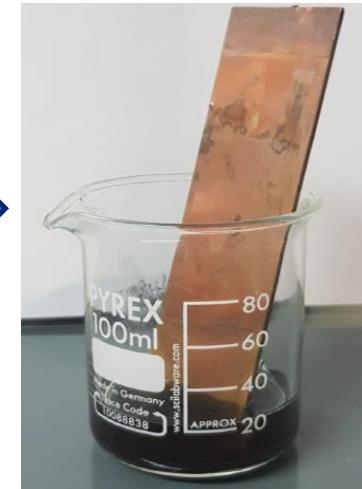


10 mL de solution aqueuse de sulfate de cuivre
 $(Cu^{2+}_{(aq)}; SO_4^{2-}_{(aq)})$
0,10 mol.L⁻¹



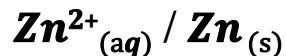
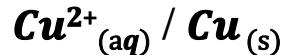
Poudre de zinc

État initial

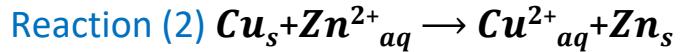
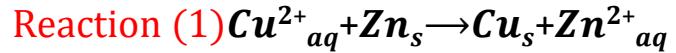


Critère d'évolution spontanée d'un système

Deux couples oxydant – reducteur
mis en jeu :



Deux demi-équations
électroniques associées :



Critère d'évolution spontanée d'un système

État initial

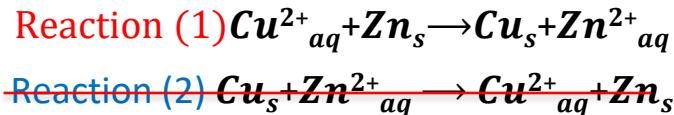


- Cu (s) métallique
- Zn (s) métallique
- Cu^{2+} aqions cuivre
- Zn^{2+} aqions zinc
- SO_4^{2-} (aq)ions sulfate
- H2O (l) Espèces spectatrices

État final



- Cu (s) métallique
- Zn (s) métallique
- Cu^{2+} aqions cuivre non détectables
- Zn^{2+} aqions zinc
- SO_4^{2-} (aq)ions sulfate
- H2O (l)



Quotient de la réaction

Le quotient de la réaction est une grandeur qui caractérise un système chimique dans un état donné, sa valeur nous renseigne sur l'évolution du système étudié.



$$Q_r = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Par convention dans l'expression de Q_r , il ne figure que les concentrations molaires des espèces dissoutes (le solvant "eau" ou les solides n'interviennent pas).

Quotient de la réaction

Le quotient de la réaction Q_r est associé à l'équation d'une réaction écrite dans un sens donné.

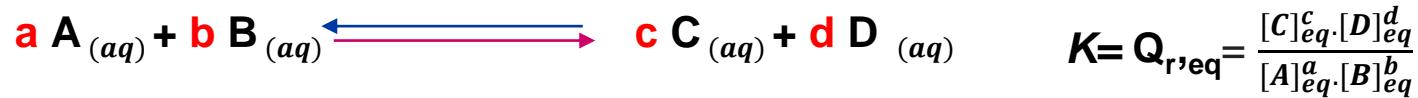
Si on écrit l'équation dans l'autre sens, son quotient de réaction est l'inverse du précédent :



$$Q'_r = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d} = \frac{1}{Q_r}$$

Quotient de la réaction à l'état d'équilibre

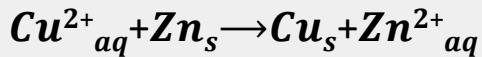
À l'équilibre les concentrations molaires des espèces chimiques deviennent constantes et le quotient de la réaction prend une valeur constante qui s'appelle la constante d'équilibre : $K = Q_{r,eq}$



La constante d'équilibre dépend uniquement de la température.

Critère d'évolution spontanée d'un système

Réaction 1



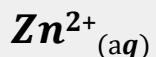
$$K_1 = 4 \times 10^{36}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Zn}^{2+}]_i}{[\text{Cu}^{2+}]_i} = \frac{0,1}{0,1} = 1$$

$Q_{r,i} \neq K_1$ donc évolution spontanée du système

$$Q_{r,i} < K_1$$

Donc évolution dans le sens de formation de cuivre métallique Cu(s) et d'ions zinc



Réaction 2



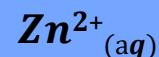
$$K_2 = 1 / K_1 = 2,5 \times 10^{-37}$$

$$Q_{r,i} = \frac{[\text{Cu}^{2+}]_i}{[\text{Zn}^{2+}]_i} = \frac{0,1}{0,1} = 1$$

$Q_{r,i} \neq K_2$ donc évolution spontanée du système

$$Q_{r,i} > K_2$$

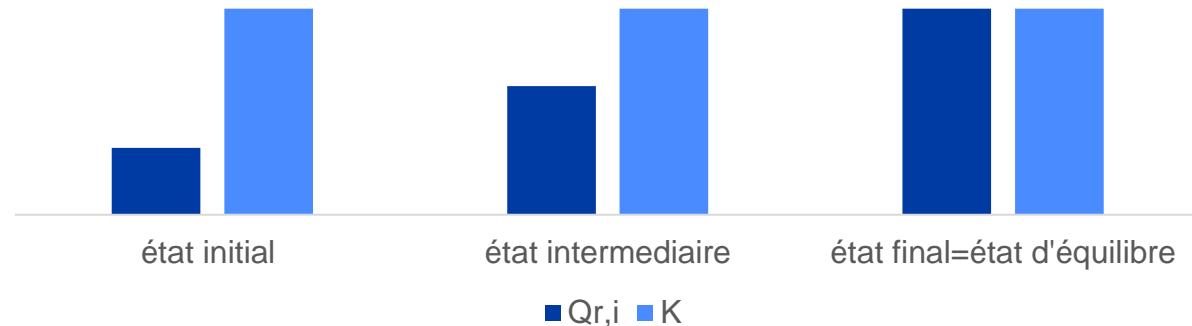
Donc évolution dans le sens de formation de cuivre métallique Cu(s) et d'ions zinc



Détermination du sens d'évolution spontanée d'un système.

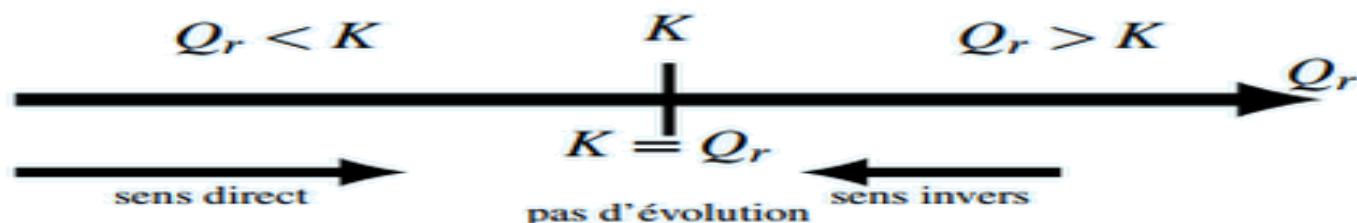
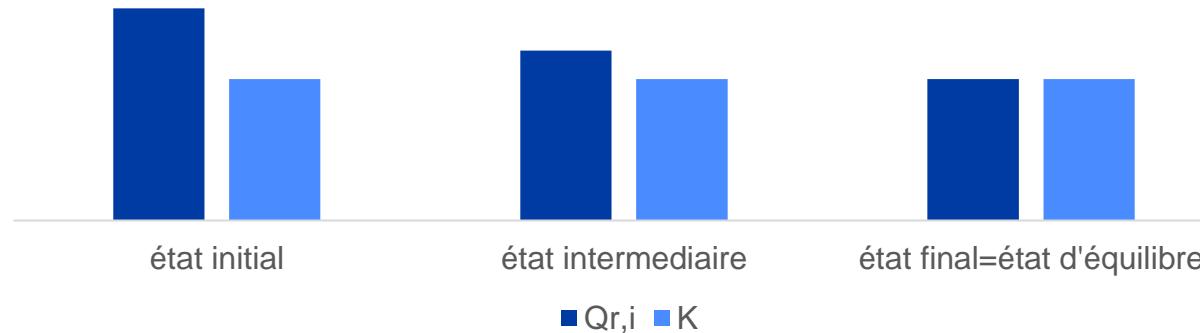
Un système chimique va évoluer de façon que Q_r tend vers la valeur de la constante d'équilibre K :
On en distingue trois cas :

- $K = Q_{r,eq}$: Le système est en équilibre et n'évolue dans aucun sens : la composition du système ne varie plus
- $K > Q_r$: L'évolution spontanée se produit dans le sens direct (1) (sens de consommation des réactifs)



Détermination du sens d'évolution spontanée d'un système.

- $K < Q_r$: L'évolution spontanée se produit dans le sens inverse (2) (sens de consommation des Produits).



06

Théorie du principe de titrage redox

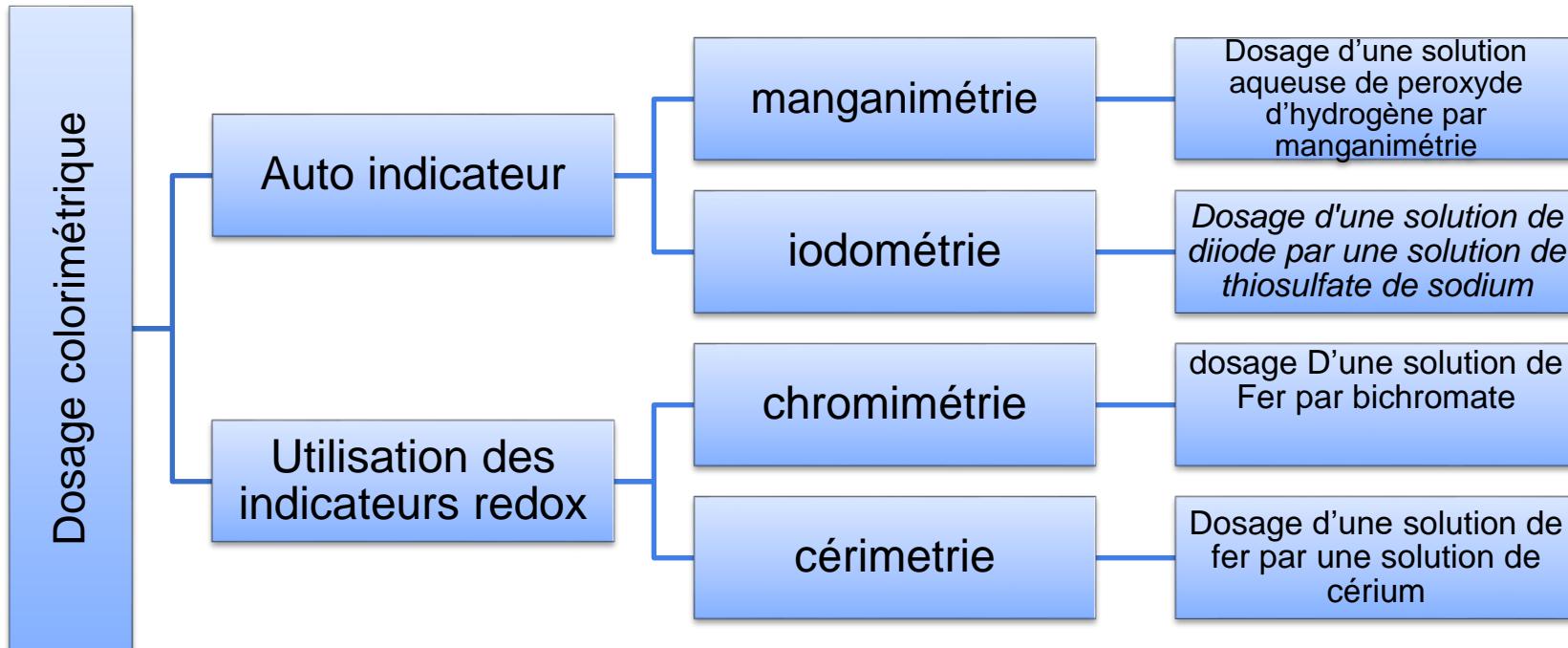
Définition

La réaction support d'un titrage redox est donc une réaction d'oxydoréduction

Méthodes de suivi

Un titrage redox peut être suivi par **colorimétrie** si l'équivalence peut être repérée par un changement de couleur. Dans le cas contraire, il est possible de suivre le titrage par **potentiométrie**. Cette méthode présente également l'avantage d'être plus précise que la colorimétrie.

Dosage colorimétrique



Exemples d'indicateurs colores redox

Indicateur	Couleur en milieu oxydant	Couleur en milieu réducteur	E^0
Acide diphenylamine sulfonique	Rouge-violet	Incolore	0,85
Acide N phénylantranilique	Rouge-pourpre	Incolore	0,9
Bleu de méthylène	Bleu	Incolore	0,53
Diphénylamine	Violet	Incolore	0,76
Phénanthroline ferreuse	Bleu-pâle	Rouge	1,14

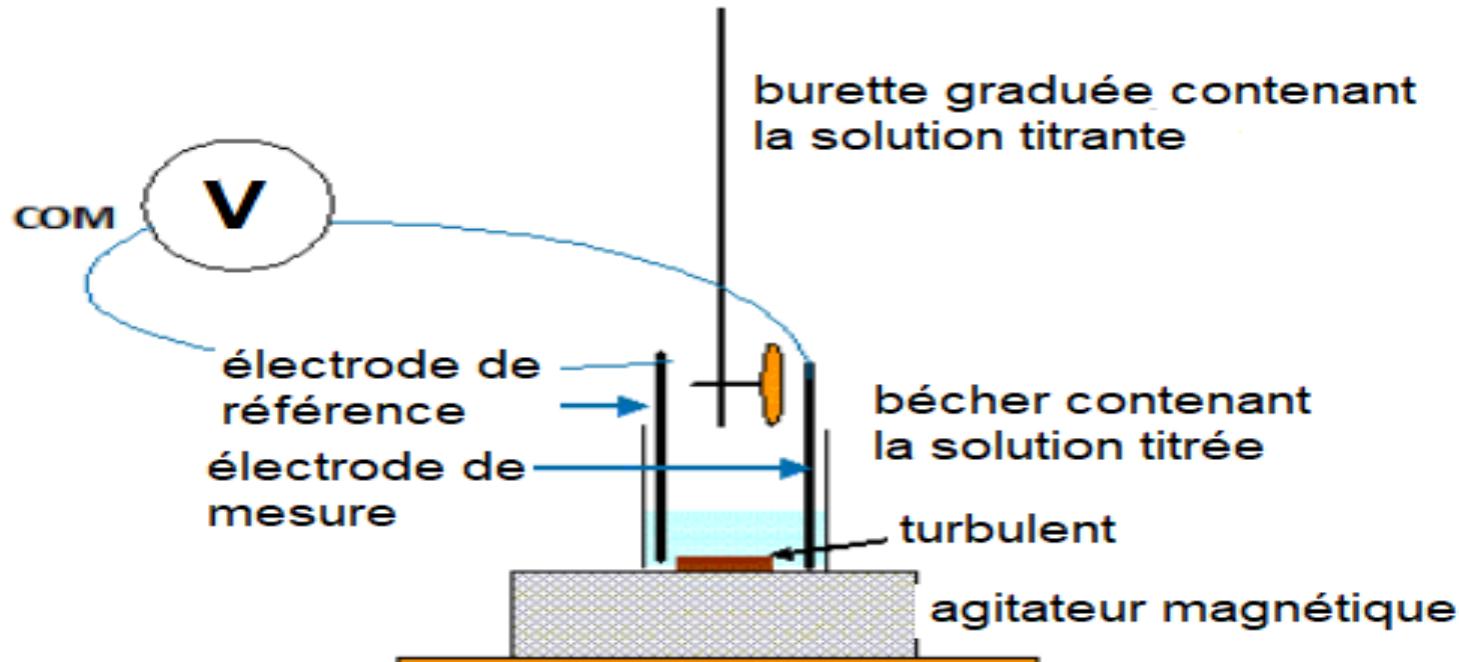
Le couple rédox Indicateur choisit doit avoir son Potentiel de Référence très proche du Potentiel correspondant au Point Équivalent du titrage

Dosage potentiométrique

Un **titrage potentiométrique** est une méthode qui consiste à suivre l'évolution du potentiel d'une solution en fonction du volume de solution titrante ajoutée.

Le potentiel des couples oxydo-réducteurs en présence varie au cours du dosage car les concentrations de ces espèces varient. Comme on ne peut mesurer que des différences de potentiel (ddp), on mesure la ddp entre une électrode de référence et une électrode indicatrice inerte vis à vis des espèces en solution, généralement en platine.

Schéma du montage

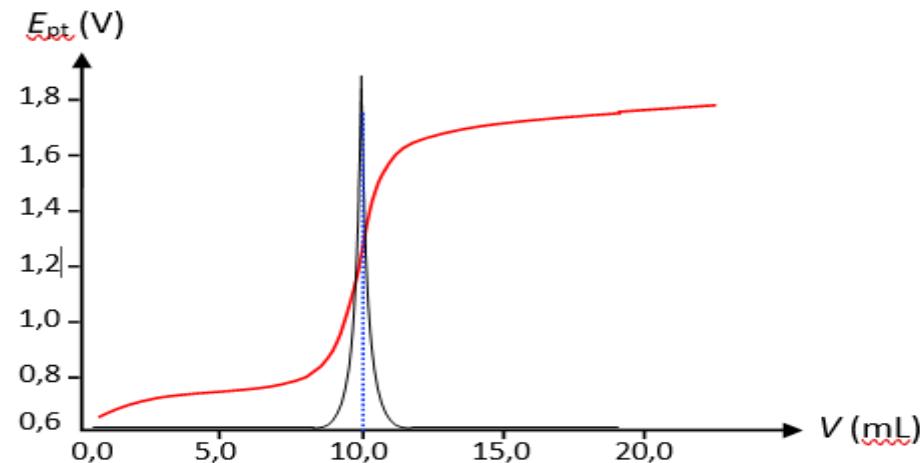


Un voltmètre mesure la ddp (différence de potentiel) entre les 2 électrodes :
 $fem = E_{mesure} - E_{réf}$

- Une électrode indicatrice choisie selon la nature des constituants physico-chimiques des couples mis en jeu au cours du titrage :
 - Electrode de platine si tous les constituants sont des solutés
 - Ou métal réducteur de l'un des couples mis en jeu.
Exemple : l'électrode d'argent permet de mesurer la concentration des ions Ag^+ .
 - Ou électrode de verre dans le cas d'une mesure de pH (électrode spécifique aux ions H_3O^+)
- Une électrode de référence de potentiel fixe. Il en existe plusieurs, par exemple :
 - L'électrode au calomel saturé : ECS.
 - L'électrode au sulfate mercureux.
 - L'électrode au chlorure d'argent.

Après chaque ajout de réactif titrant, on mesure e , on peut ainsi suivre l'évolution du potentiel E des couples mis en jeu (E est un potentiel d'équilibre, il peut être exprimé avec la relation de Nernst) au cours du titrage.

On exploite le dosage à partir du tracé $e = f(V_{\text{titrant versé}})$.

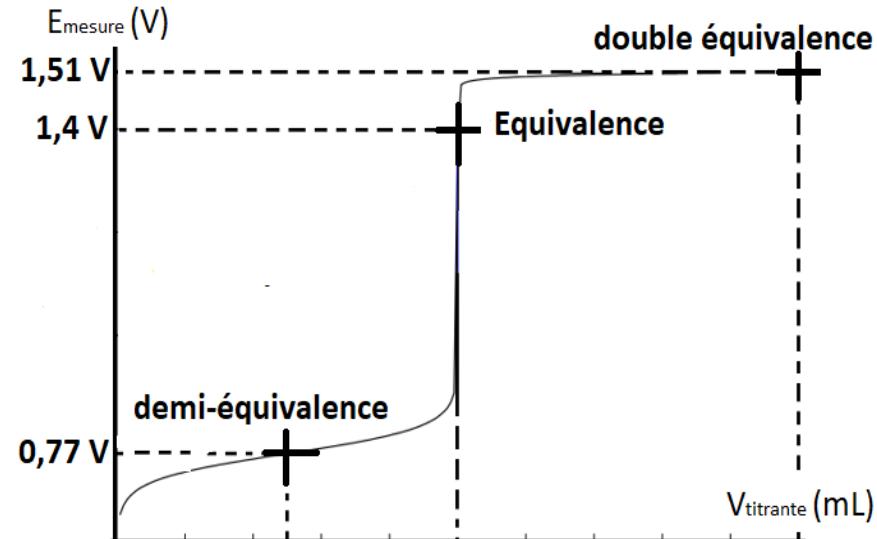


Le volume versé à l'équivalence est déterminé par la **méthode de la courbe dérivée**. Il correspond à l'abscisse de l'extremum de la courbe dérivée $\frac{dE}{dV}$.

Détermination des potentiels standards des couples redox mis en jeu

À la **demi-équivalence** ($V = V_{éq}/2$) , le potentiel mesuré est égal au potentiel standard du couple auquel appartient l'espèce titrée.

À la **double équivalence** ($V = 2 * V_{éq}$) , le potentiel mesuré est égal au potentiel standard du couple auquel appartient l'espèce titrante.



Courbe théorique du dosage des ions permanganate par les ions fer II

**MERCI DE
VOTRE
ATTENTION**