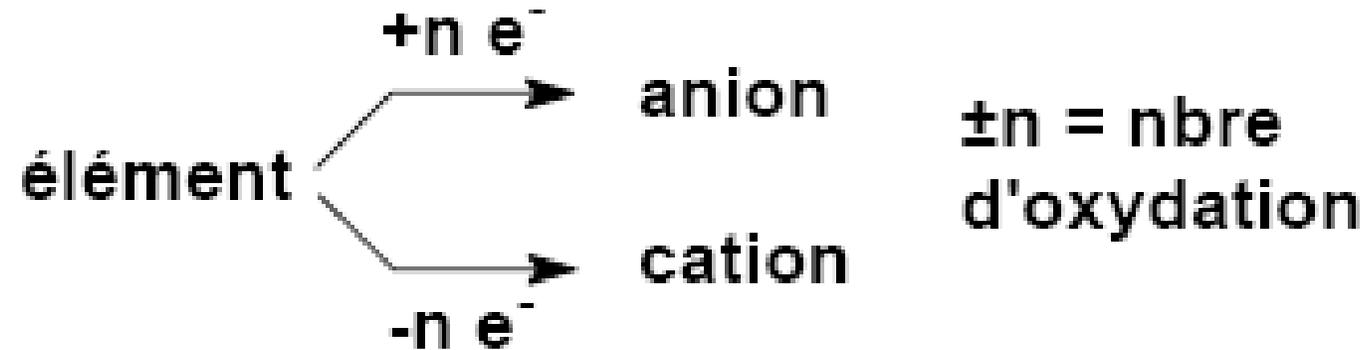


8.1 Nombre d'oxydation



Si un élément gagne des électrons, il se réduit

Si un élément perd des électrons, il s'oxyde

Règles pour la détermination du nombre d' oxydation (n.o.) :

1. éléments : n.o. = 0
2. $\Sigma(\text{n.o.})_i = \text{charge de la particule}$
3. n.o. = +1 Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
4. n.o. = +2 Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn, Cd
5. n.o. = - 1 F (et halogénures)
6. n.o. = +1 H, sauf hydrures (-1)
7. n.o. = - 2 O, sauf peroxydes (-1)

Exemples :

NH_3 H : +1 (règle 6), N : -3

NH_4^+ n.o.(N) + 4·(+1) = +1 (règle 2)

N : -3

N_2O_4 O : -2 (règle 7)

2·n.o.(N) + 4·(-2) = 0 (règle 2)

N : +4

Chap.8. Réactions de transferts d' électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

PO_4^{3-}	O : -2 (règle 7) n.o.(P) + 4·(-2) = -3 (règle 2) P : +5
H_2O_2	H : +1 (règle 6), O : -1
NaH	Na : +1 (règle 3), H : -1
HCOOH	H : +1, O : -2, C : +2

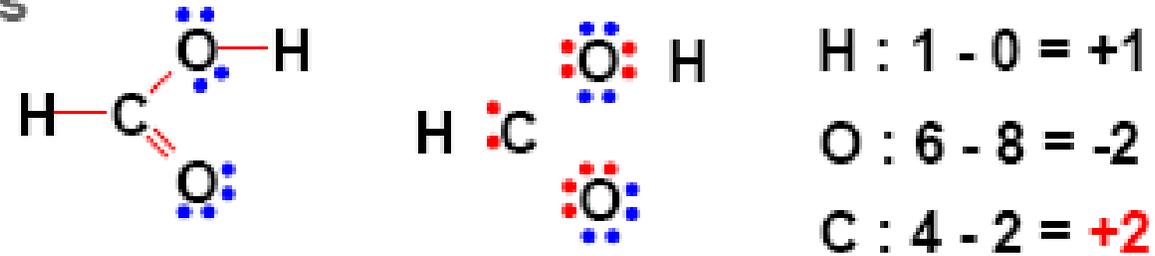
Composés des groupes principaux

1. Formule de Lewis
2. e^- de liaison à l'atome le plus électronégatif (système périodique)
3. somme des e^- de valence
4. n.o. = (num. groupe) - (somme e^- val.)

Chap.8. Réactions de transferts d' électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

Exemples



$$\text{Cl} : 7 - 8 = -1 ; \text{P} : 5 - 2 = +3$$

Remarques

1. Les n.o. ne sont que des entités **formelles** et ne traduisent pas toujours une réalité physique
2. Les n.o. sont ainsi indiqués par des chiffres romains entre () : Fe(II) = fer au n.o. +2, Cl(-I) = chlore au n.o. -1

8.2 Couples rédox

réducteur : **donneur** d' électron(s)
oxydant : **accepteur** d' électron(s)

Un équilibre rédox implique un transfert d'électrons



Équilibrage des réactions redox



- calculer les n.o. (identifier oxydant et réducteur !)
- équilibrer la $\frac{1}{2}$ réaction d'oxydation
- équilibrer la $\frac{1}{2}$ réaction de réduction
- combinaison des $\frac{1}{2}$ réactions en équilibrant les e^- échangés
- équilibrer les atomes et les charges (H^+ , OH^- , H_2O , etc.)

Chap.8. Réactions de transferts d' électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

Exemple 1 :

- a) $\text{Ag}^+ \longrightarrow \text{Ag}(0)$ oxydant
 $\text{Cu}(0) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}$ réducteur
- b) $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\frac{1}{2}$ réaction d'oxydation
- c) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ $\frac{1}{2}$ réaction de réduction
- d) le cuivre donne 2 e⁻, l'argent n'en accepte qu'un :
multiplier a) par 2 : $2 \text{Ag}^+ + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+}$

Exemple 2



- a) $\text{Cr}^{6+} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ oxydant
 $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$ réducteur
- b) $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$ $\frac{1}{2}$ réaction d'oxydation
- c) $\text{Cr}^{6+} + 3 \text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ $\frac{1}{2}$ réaction de réduction

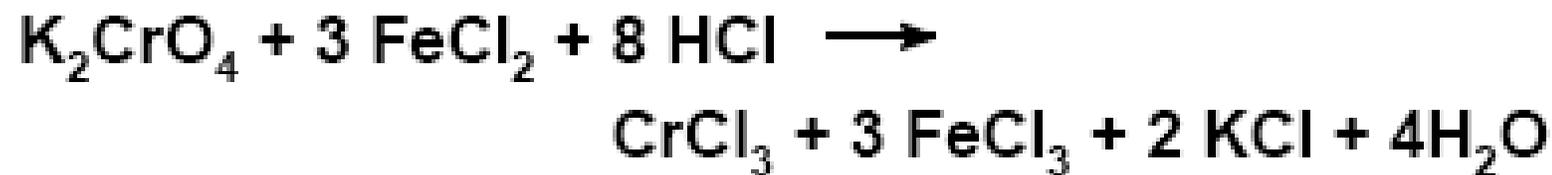
Chap.8. Réactions de transferts d' électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

- d) Le fer donne 1 e⁻, le chrome en accepte 3 :
multiplier b) par 3 :



- e) $\text{CrO}_4^{2-} + 3 \text{Fe}^{2+} + 8 \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + 3 \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$



Note Comme les sels et acides forts sont **dissociés** en solution, on préfère souvent écrire les réactions rédox sous forme « ionique »



8.3 Cellule électrochimique

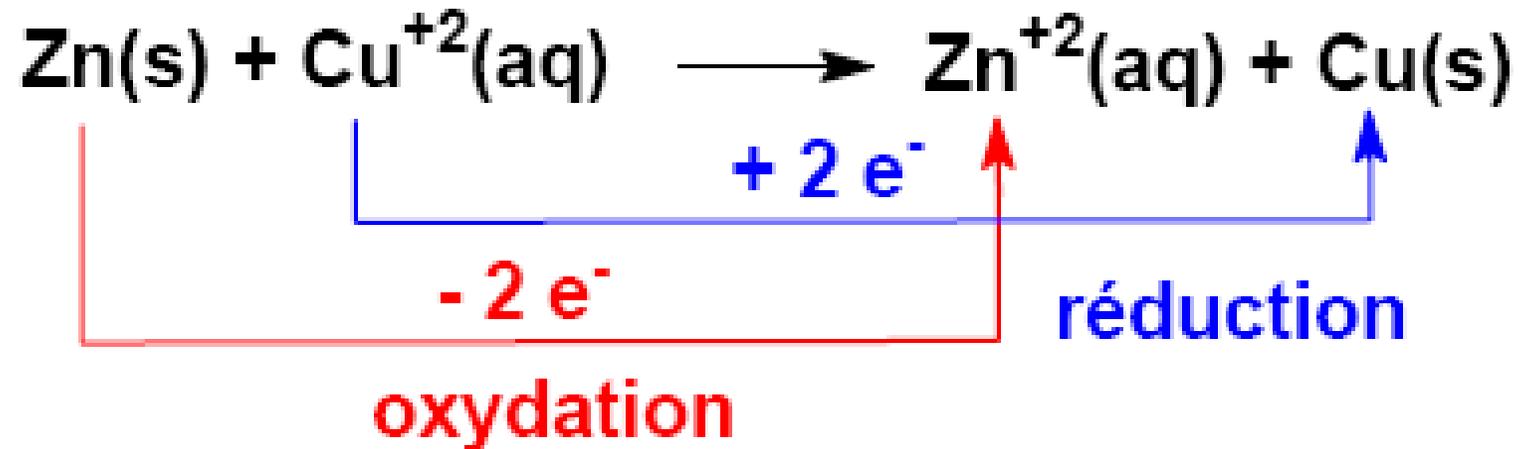
Historique :

- L. Galvani, médecin italien (1737-1798)

le mouvement des cuisses de grenouille produit du courant électrique

- A. Volta, physicien italien (1745-1827) : pile « voltaïque » Cu/Zn

Pile Daniell



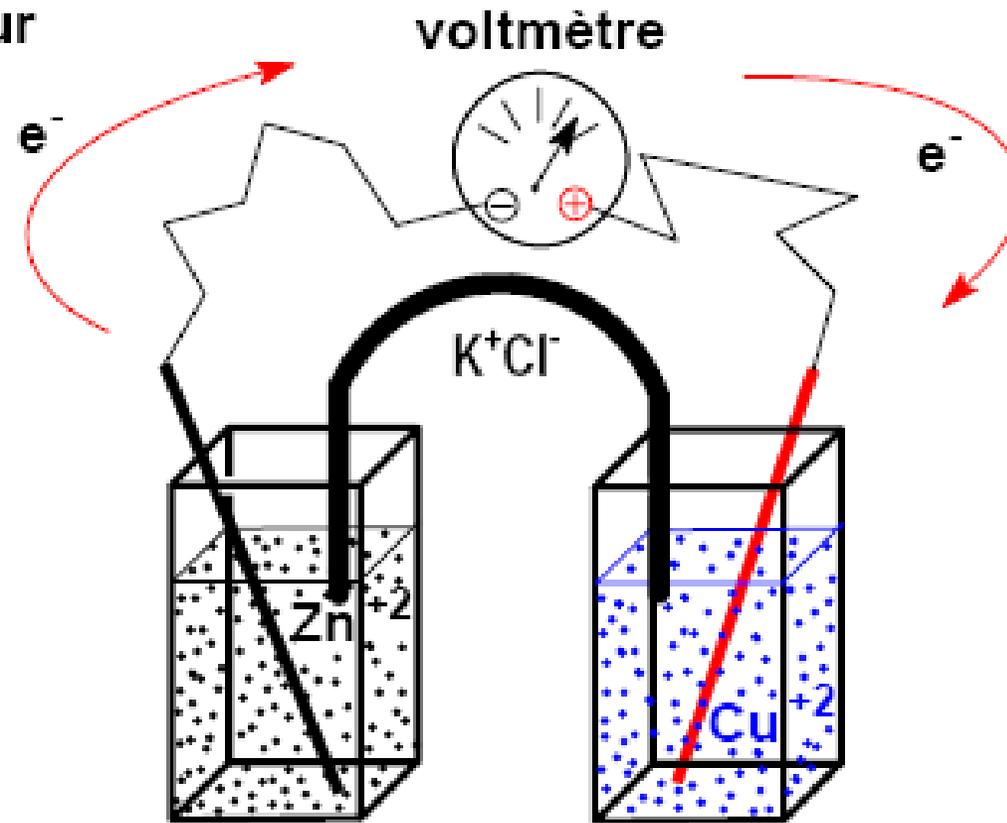
Chap.8. Réactions de transferts d'électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

Zn est plus réducteur
que Cu
 Cu^{+2} est plus
oxydant que Zn^{2+}



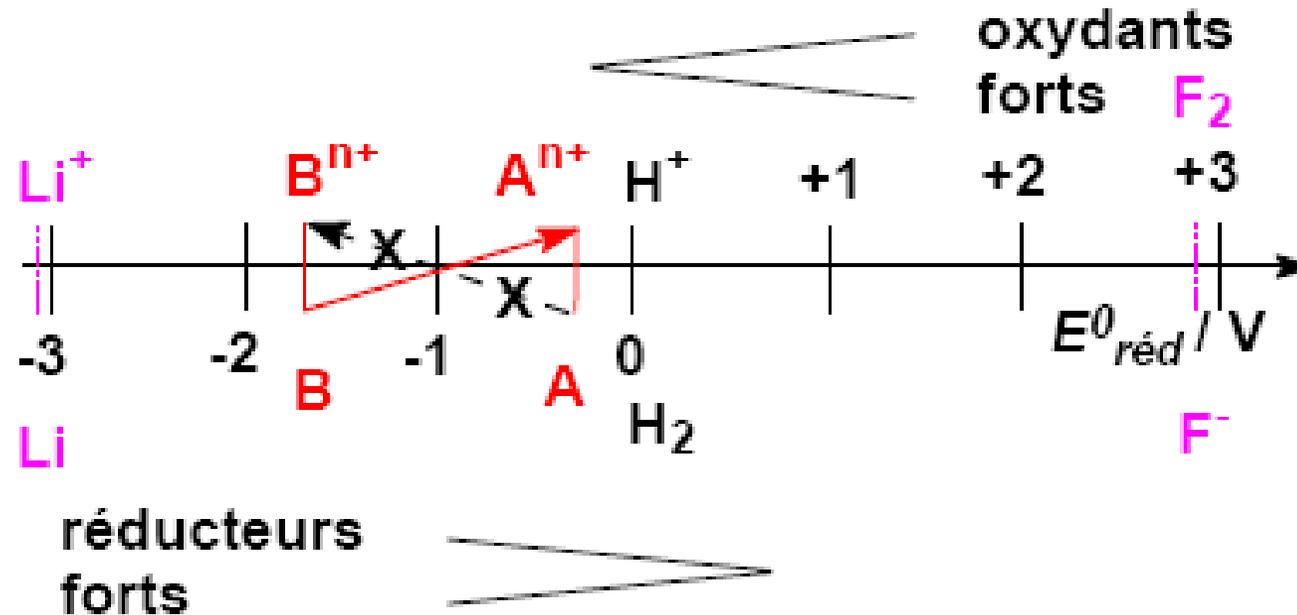
Électroneutralité
des solutions :
2 Cl^- compensent la
formation de Zn^{2+}
2 K^+ compensent
la perte de Cu^{2+}



Chap.8. Réactions de transferts d'électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

Principe général :



Le réducteur B réduira l'oxydant A^{n+} (dans les conditions standard) si

$$E^0_{\text{red}}(\text{A}^{n+}/\text{A}) > E^0_{\text{red}}(\text{B}^{n+}/\text{B})$$

Chap.8. Réactions de transferts d'électrons

Aspects quantitatifs (chimie des solutions)

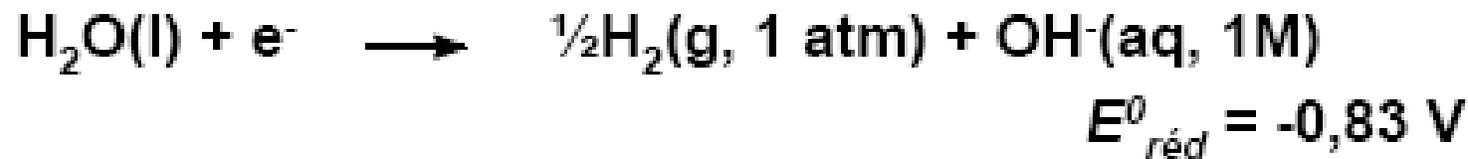
Exemple 1 : Zn peut-il réduire Fe^{2+}



$E^0_{\text{réd}}(\text{Fe}^{2+}) > E^0_{\text{réd}}(\text{Zn}^{2+})$, donc **OUI !**



Exemple 2 : Le cuivre peut-il réduire l'hydrogène de l'eau ?



$E^0_{\text{réd}}(\text{H}_2\text{O}) < E^0_{\text{réd}}(\text{Cu}^{2+})$, donc **NON !**



FIN