

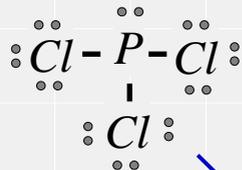
# règles de calcul de l'état d'oxydation d'un élément dans un composé

oxydo - réduction

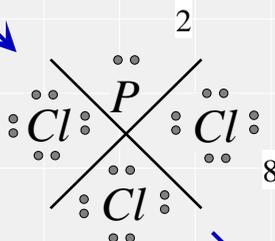
somme des états d'oxydation de tous les éléments d'un composé = charge nette de ce composé

	Etat Oxydation	
éléments libres	0	
alcalins (Li, Na, K, Rb, Cs)	+1	
fluor	-1	
alcalino-terreux (Be, Mg, Ca, Sr, Ba,...), Zn, Cd	+2	
hydrogène	+1	<i>état d'oxydation dans les composés</i>
oxygène	-2	

formule de Lewis



&lt;1&gt; écrire les formules de Lewis des molécules ou ions

ElectroNégitivité:  
Chlore > Phosphore<2> affecter les électrons de chacune des liaisons  
à l'atome le plus électroNégitif de la liaison<3> faire la somme des électrons de valence  
ainsi affectés à chacun des atomes

P = Groupe V Cl = Groupe VII
---------------------------------

<4> affecter, à chaque atome,  
un état d'oxydation suivant la formule

(état d'oxydation)

= (numéro du groupe dans le tableau périodique)

- (nombre total d'électrons de valence affecté à l'élément)

Etat Oxydation

Phosphore :  $5 - 2 = 3$ Chlore :  $7 - 8 = -1$

*exemples de calcul de l'état d'oxydation  
d'un élément dans un composé*

oxydo - réduction

<1> CsF

<2> NO<sub>2</sub>

<3> HClO<sub>4</sub>

<4> H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, eau oxygénée, ou peroxyde d'hydrogène

Règle:  
dans les peroxydes,  
le NO de l'Oxygène ne vaut pas (-2),  
il vaut (-1)

## exemples de calcul de l'état d'oxydation d'un élément dans un composé

### <1> CsF

Cs a, d'après la règle 3, un NO de (+1)

F, d'après la règle 4, un NO de (-1)

Au total, on vérifie que la règle 2 est satisfaite:  $(+1) + (-1) = 0$

### <2> NO<sub>2</sub>

L'oxygène a un NO de (-2)

Soit x le NO de l'azote

Au total on doit avoir  $x + 2(-2) = 0$ ,  
ce qui donne  $x = 4$ .

L'azote a ainsi un NO de (+4) dans NO<sub>2</sub>.

### <3> HClO<sub>4</sub>

NO vaut (+1) pour H, et (-2) pour O

Si x désigne le NO de Cl, on obtient, en faisant la somme de tous les NO du composé, l'équation  
 $(+1) + x + 4(-2) = 0$ ,

qui donne  $x = (+5)$ , le N.O. de Cl dans HClO<sub>4</sub>.

### <4> H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, eau oxygénée, ou peroxyde d'hydrogène

Si x désigne le NO de l'oxygène, on a

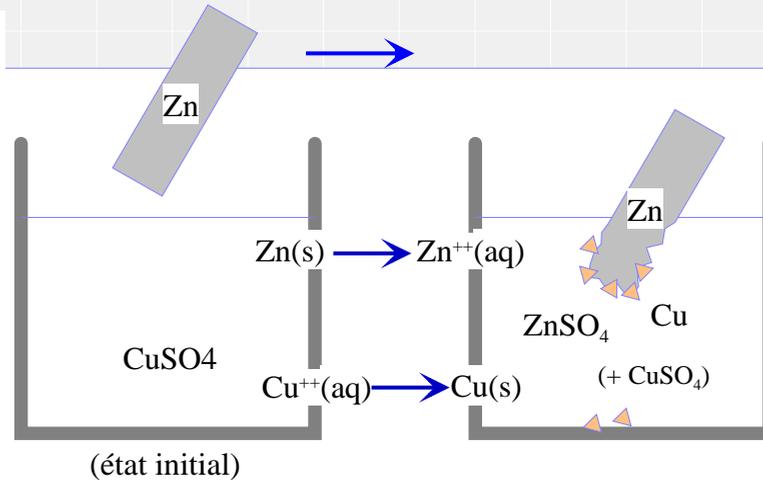
$2(+1) + 2x = 0$

ce qui donne  $x = -1$



oxydo - réduction

Zn métal  
+ Solution de  
Sulfate de Cuivre



dissolution du Zinc,  
dépôt de Cuivre

Q: comment varient les états d'oxydation de Zn et de Cu dans cette réaction ?

oxydo-réduction = transfert d'électrons

oxydo - réduction

le réducteur (= donneur d'électrons)  
donne des électrons

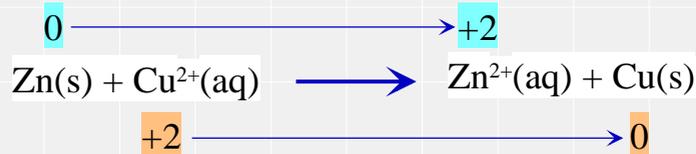
à l'oxydant (= accepteur d'électrons)

le réducteur perd des électrons

→ il devient oxydé (oxydation = perte d'électrons)

l'oxydant gagne des électrons

→ il devient réduit (réduction = gain d'électrons)



l'état d'oxydation de Cu décroît: il passe de +2 à 0 →  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  est "réduit" en  $\text{Cu(s)}$

l'état d'oxydation de Zn augmente: il passe de 0 à +2 →  $\text{Zn(s)}$  est "oxydé" en  $\text{Zn}^{2+}$

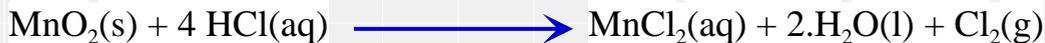


oxydo-réduction = transfert d'électrons du réducteur vers l'oxydant

oxydo-réduction = transfert d'électrons

oxydo - réduction

exemple 2



état d'oxydation

Mn

+4

*Réduct°*

+2

Cl

-1

*Oxydat°*

0

Mn est réduit, Cl est oxydé

le réactif qui contient l'atome qui est réduit est  $\text{MnO}_2$

$\longrightarrow$   $\text{MnO}_2$  est l'Agent Oxydant

le réactif qui contient l'atome qui est oxydé est HCl

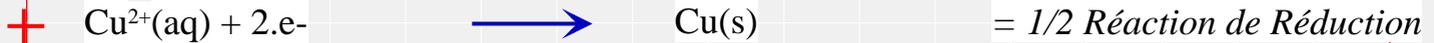
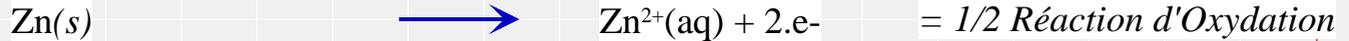
$\longrightarrow$  HCl est l'Agent Réducteur

# redox : décomposition en demi-réactions

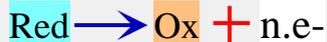
# oxydo - réduction



peut être décomposé en deux demi-réactions :



"Couple Redox"



Red donne électrons

Ox accepte électrons

Red / Ox





# équilibrage de réactions redox, exemple en solution acide

# oxydo - réduction



oxydation de  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$   
par l'ion dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

<1> Identifier espèces oxydées / espèces réduites,

séparer en deux demi-réactions:

Fe passe de +2 à +3

Cr passe de  $(2.x - 7.2) = -2$ , soit  $x = +6$  dans  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ , à +3

$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) =$  oxydation

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) =$  réduction

<2> Equilibrer les demi-réactions pour les éléments autres que H et O:



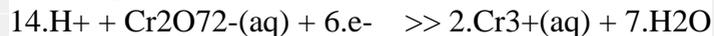
<3> Equilibrer les oxygènes, en utilisant des  $\text{H}_2\text{O}$



<4> Equilibrer les hydrogènes, avec des  $\text{H}^+$



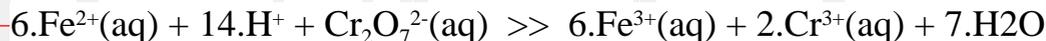
<5> Equilibrer les deux demi-réactions en terme de charges:

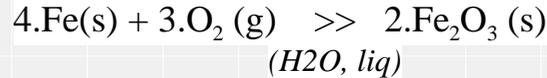


<6> Equilibrer les électrons fournis / consommés par les deux demi-réaction



<7> additionner membre à membre





<1> oxydation du Fer (métal) en Fe(II) (= Fe<sup>2+</sup>) en solution:

Q: 'qui' fournit les électrons ? ...

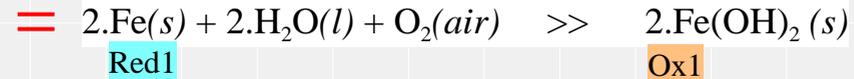
R: L'eau et l'Oxygène de l'air



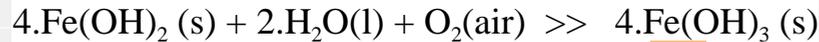
réduction conjuguée



global:

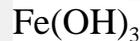


<2> deuxième oxydation: Fe(II) en fer "ferrique", Fe(III), contenu dans l'hydroxyde Fe(OH)<sub>3</sub>  
*(action de l'eau et de l'oxygène de l'air)*

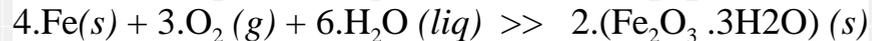
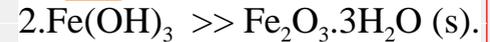


Red1

Ox1



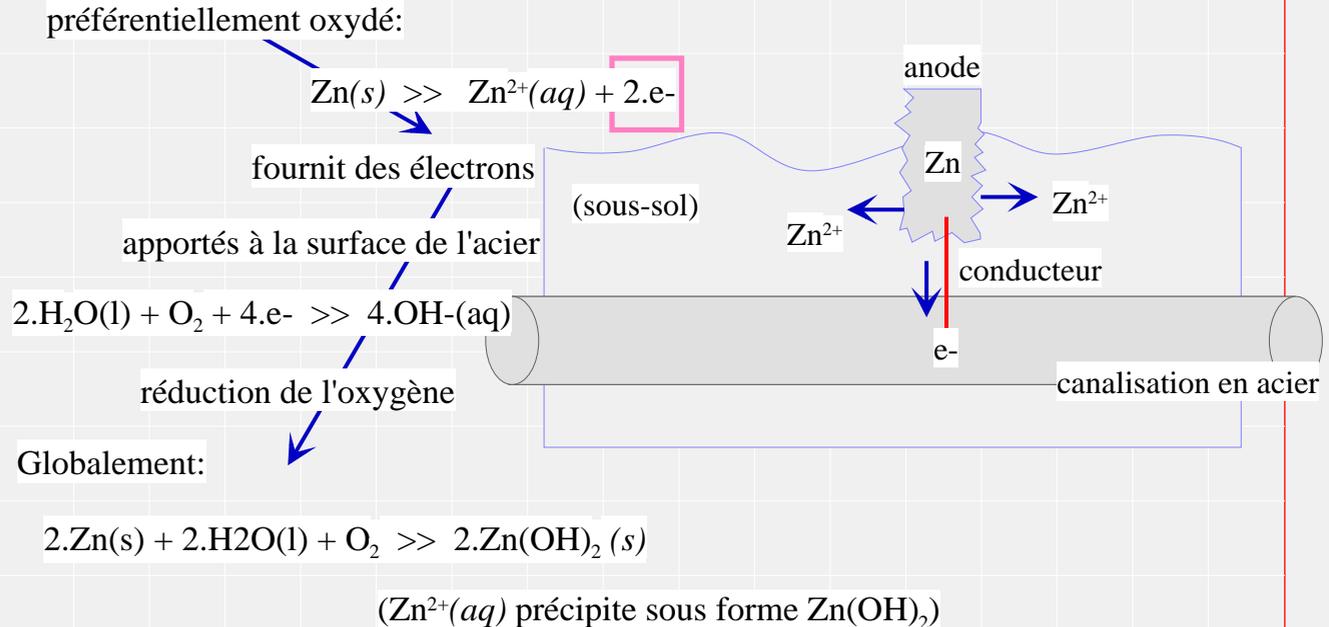
se convertit spontanément en



pour protéger un métal d'une corrosion par oxydation,  
on peut le relier à une pièce d'un autre métal, plus actif (réducteur) que le métal à protéger

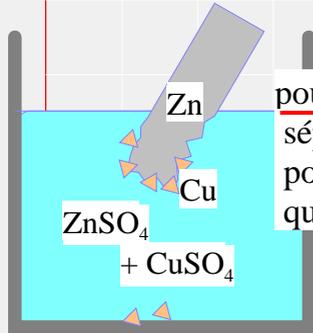
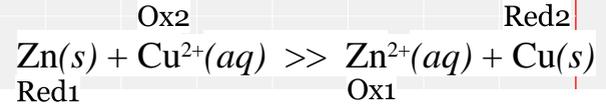
exemple: protection de canalisations souterraines (en acier) par une anode en zinc

Zinc: plus réducteur que Fer



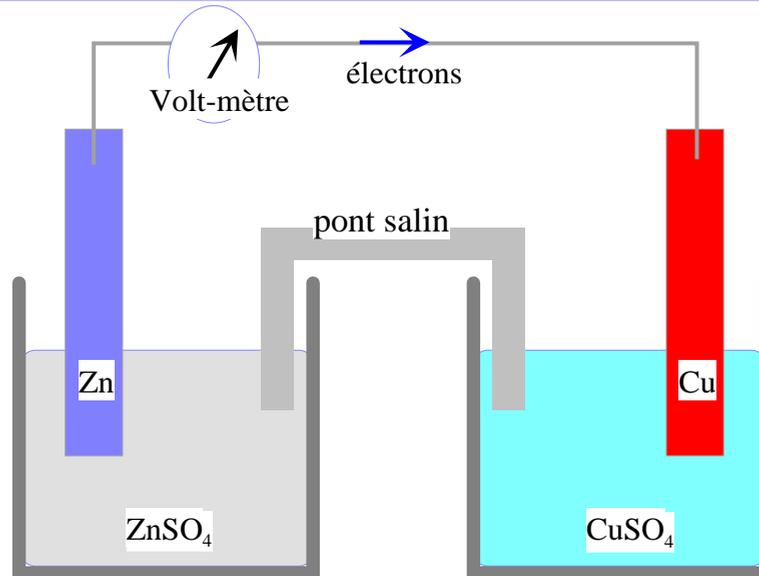
# production d'électricité par une réaction chimique: *la pile électrochimique*

oxydo - réduction



pour produire du courant:

séparer les réactifs (  $\text{Zn}(s) / \text{Cu}^{2+}(aq)$  ) et séparer les produits (  $\text{Zn}^{2+}(aq) / \text{Cu}(s)$  )  
pour que les électrons passent par un circuit externe  
quand ils sont transférés de Zn vers Cu <sup>2+</sup>



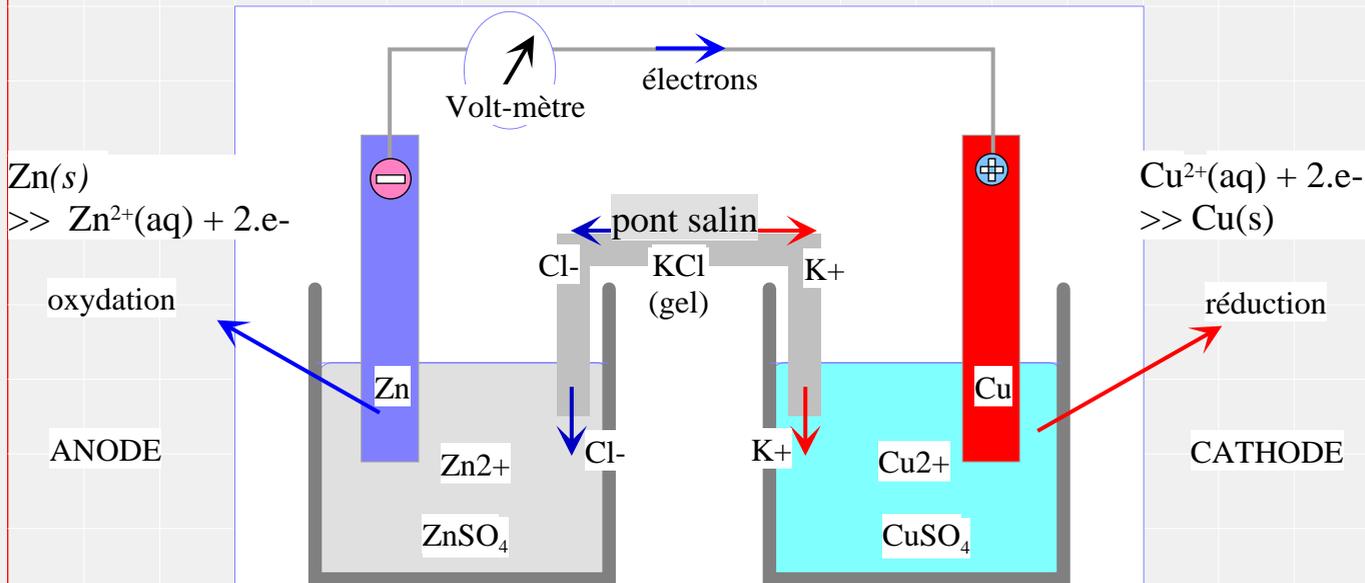
# la pile électrochimique

# oxydo - réduction

pont salin

tube rempli d'une solution de KCl à l'état de gel

laisser passer un courant électrique (porté par ions  $K^+$  et  $Cl^-$ )  
entre les solutions de  $ZnSO_4(aq)$  et  $CuSO_4(aq)$   
tout en empêchant leur mélange

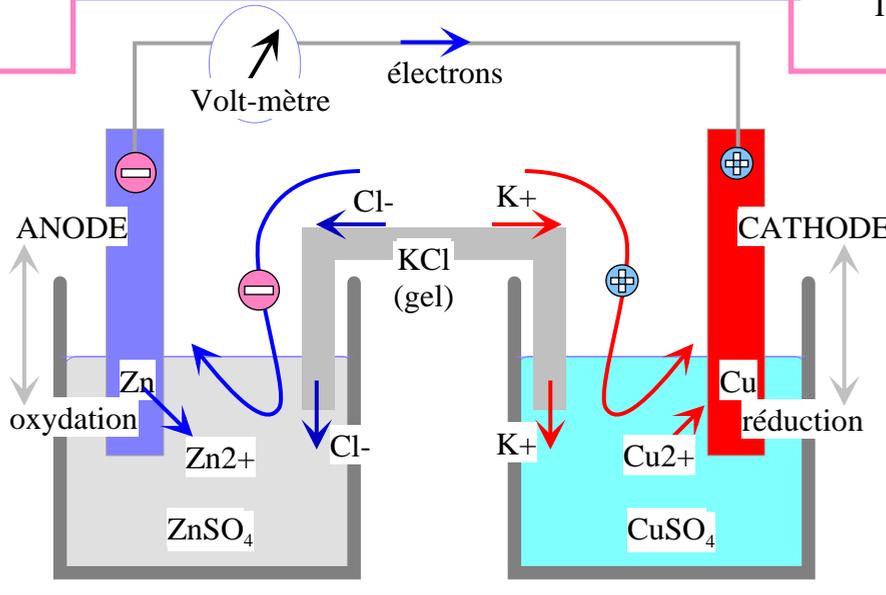


# la pile électrochimique

# oxydo - réduction

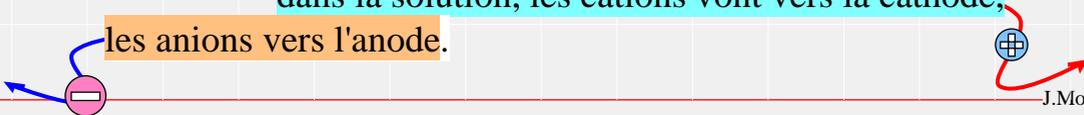
cathode =  
l'électrode où s'opère  
la demi réaction  
de réduction

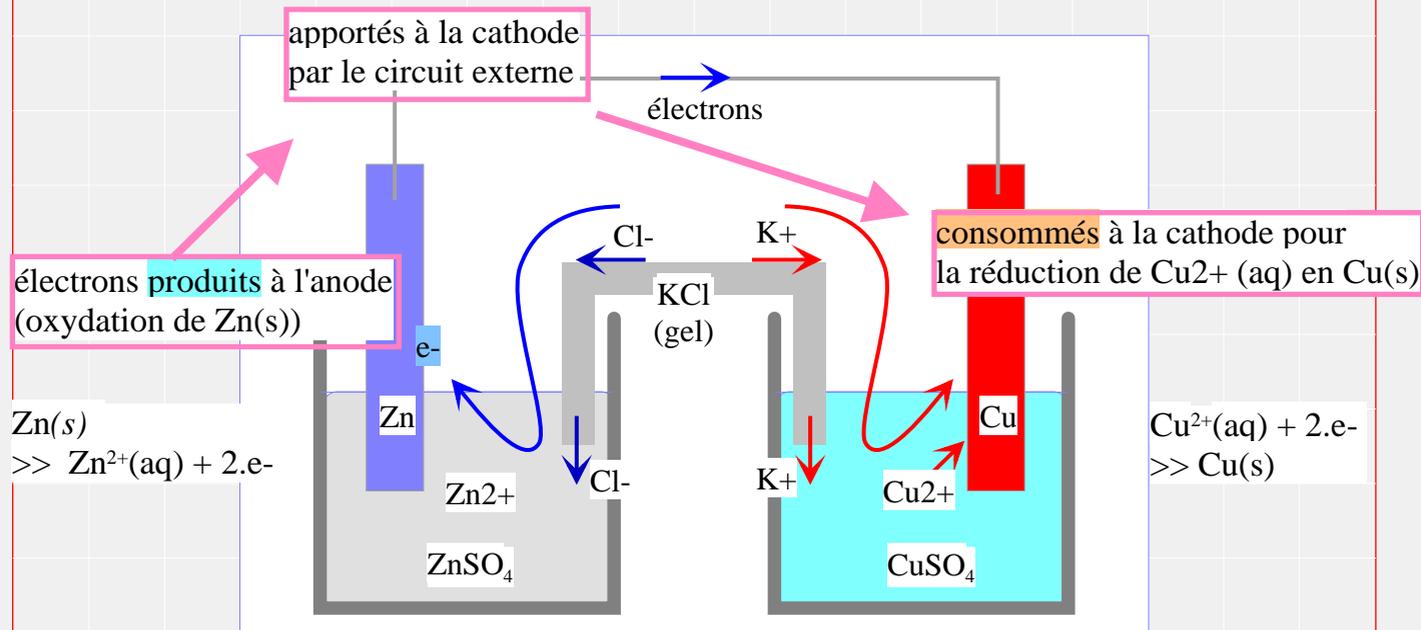
anode =  
l'électrode où s'opère  
la demi réaction  
d'oxydation.



consonne,  
Cathode = Réduction  
voyelle,  
Anode = Oxydation

quand un courant électrique parcourt une pile électrochimique,  
dans la solution, les cations vont vers la cathode,  
les anions vers l'anode.

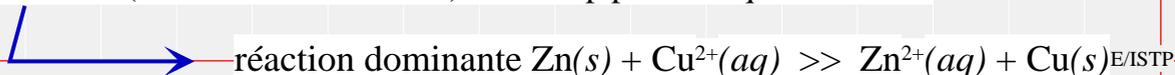




Q: pourquoi les électrons (circuit externe) se déplacent-ils du Zinc vers le Cuivre ?

Rép: Compétition entre deux réactions

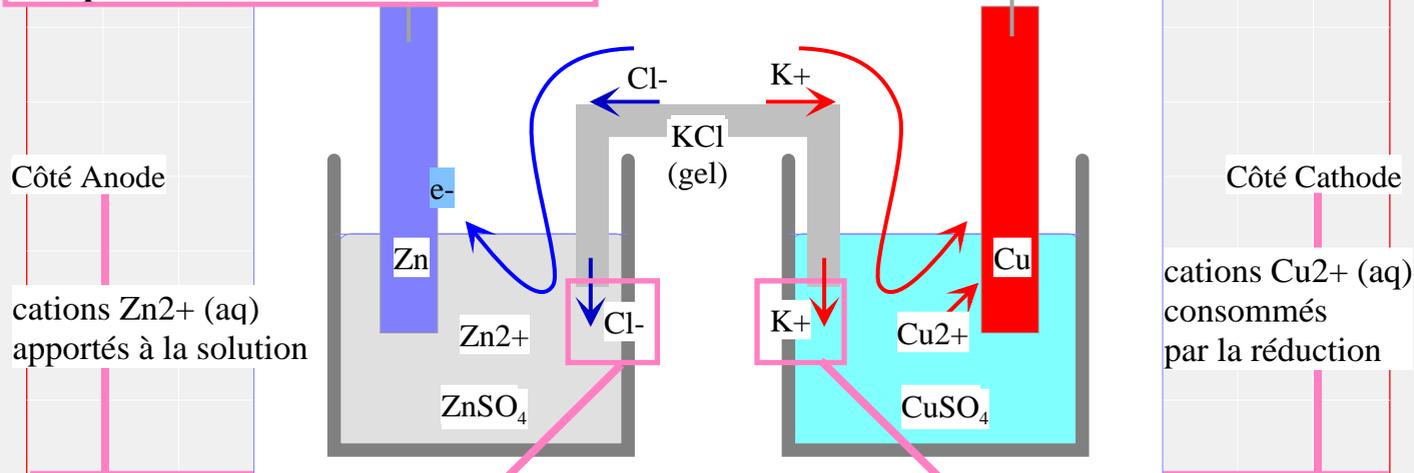
le Zinc est un réducteur (= *donneur d'électrons*) beaucoup plus fort que le Cuivre.



# la pile électrochimique, le circuit des ions

# oxydo - réduction

Dans la partie aqueuse  
(solutions électrolytiques et pont salin)  
le courant n'est pas porté par des électrons  
mais **par des ions**



Côté Anode

cations Zn<sup>2+</sup> (aq)  
apportés à la solution

=Anions Cl<sup>-</sup>  
apportés par le pont salin  
à la solution de ZnSO<sub>4</sub>(aq)

apport d'ions de charge opposée  
pour assurer la neutralité électrique de l'électrolyte

Côté Cathode

cations Cu<sup>2+</sup> (aq)  
consommés  
par la réduction

d'autres cations  
= Cations K<sup>+</sup>  
apportés par le pont salin  
à la solution de CuSO<sub>4</sub>.

