

Equilibres en solution aqueuse

Chapitre 1 : Equilibres d'oxydoréduction

I) Couples oxydant-réducteur

1) Transferts électroniques

Définitions :

- Un **oxydant** est une espèce susceptible de capter un ou plusieurs électrons.
- Un **réducteur** est une espèce susceptible de fournir un ou plusieurs électrons
- Un **couple oxydant-réducteur** est un couple dont les membres sont liés par une relation d'échange électronique.

2) Réactions entre couples redox

3) Nombres d'oxydation

Définition

Le **nombre d'oxydation** correspond à la **charge** que porterait un atome d'une molécules si les électrons de chaque liaison sont attribués à l'atome le plus électronégatif.

On le note par convention en **chiffres romains**.

Exemples :

Thiosulfate

Permanganate

Dichromate

Hypochlorite

Peroxyde d'hydrogène

Utilisation

La connaissance du nombre d'oxydation permet :

- De distinguer l'oxydant du réducteur
- De connaître le nombre d'électrons échangés
→ utile pour équilibrer les équations redox.

Lien avec la classification périodique

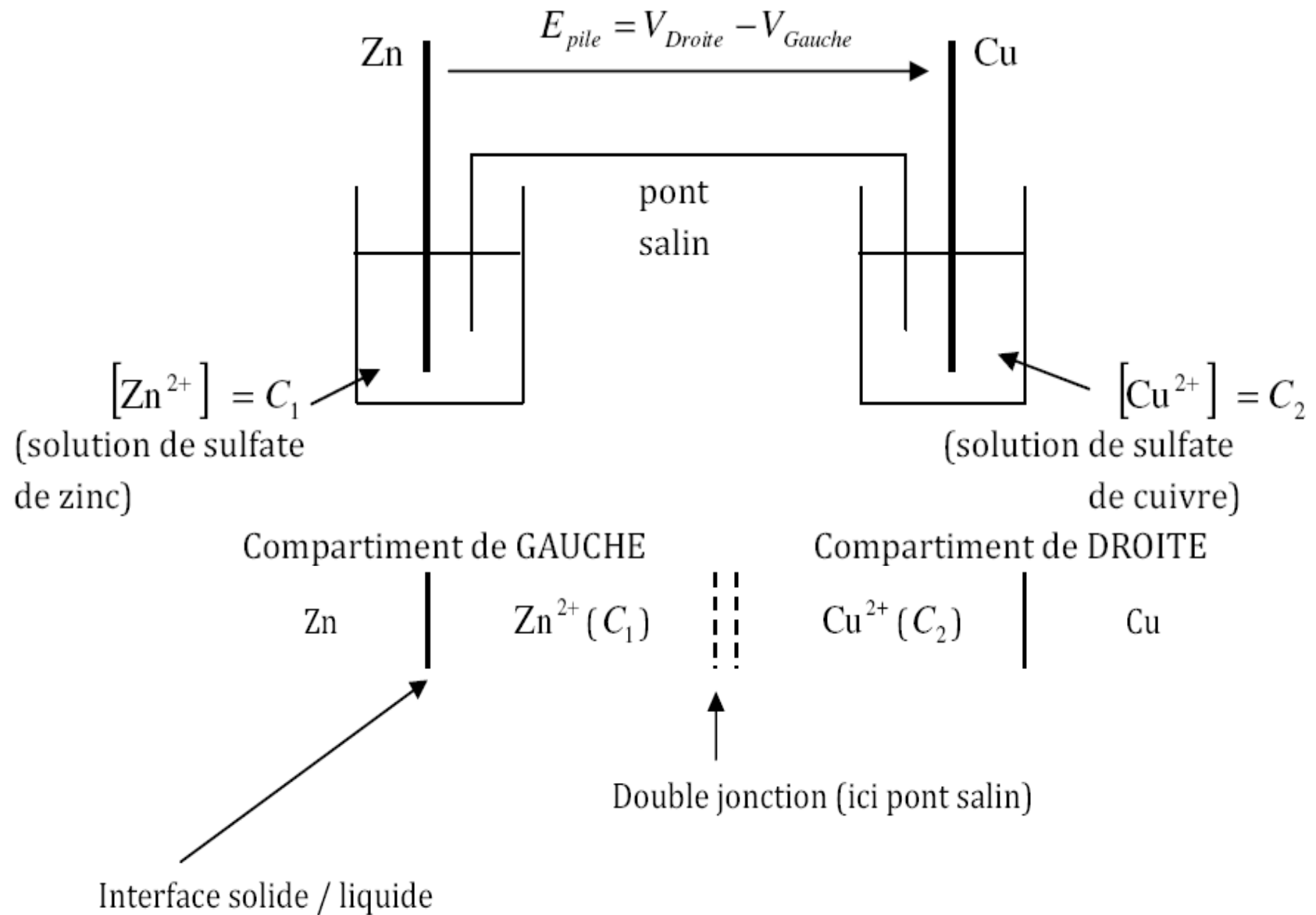
<p>3 Li Lithium 6,94 5,391 1,0 $1s^2 2s^1$ +1</p>	<p>4 Be Béryllium 9,012 9,322 1,5 $1s^2 2s^2$ +2</p>	<p>Numéro atomique — 80</p> <p>Nom de l'élément — Hg — Symbole de l'élément (en gris : aucun isotope stable)</p> <p>Masse atomique, basée sur ^{12}C — 200,59 — Électronégativité (échelle de Pauling)</p> <p>[] : nombre de masse de l'isotope le plus stable + — 10,43 1,9</p> <p>Énergie de première ionisation (eV) — [Xe] 6s² 4f¹⁴ 5d¹⁰ — Configuration électronique (en rouge : exception à la règle de Klechkowski)</p> <p>Principaux nombres d'oxydation (le plus fréquent en gras) — +1 +2</p>												<p>5 B Bore 10,81 8,298 2,0 $1s^2 2s^2 2p^1$ +3</p>	<p>6 C Carbone 12,01 11,26 2,5 $1s^2 2s^2 2p^2$ -4 +2 +4</p>
<p>11 Na Sodium 22,99 5,139 0,9 [Ne] 3s¹ +1</p>	<p>12 Mg Magnésium 24,31 7,646 1,2 [Ne] 3s² +2</p>	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	<p>13 Al Aluminium 26,98 5,985 1,5 [Ne] 3s² 3p¹ +3</p>	<p>14 Si Silicium 28,09 8,151 1,8 [Ne] 3s² 3p² -4 +4</p>		
<p>19 K Potassium 39,10 4,340 0,8 [Ar] 4s¹ +1</p>	<p>20 Ca Calcium 40,08 6,113 1,0 [Ar] 4s² +2</p>	<p>21 Sc Scandium 44,96 6,561 1,3 [Ar] 4s² 3d¹ +3</p>	<p>22 Ti Titane 47,87 6,828 1,5 [Ar] 4s² 3d² +2 +3 +4</p>	<p>23 V Vanadium 50,94 6,746 1,6 [Ar] 4s² 3d³ +2 +3 +4 +5</p>	<p>24 Cr Chrome 52,00 6,766 1,6 [Ar] 4s¹ 3d⁵ +2 +3 +6</p>	<p>25 Mn Manganèse 54,94 7,434 1,5 [Ar] 4s² 3d⁵ +2 +3 +4 +6 +7</p>	<p>26 Fe Fer 55,85 7,902 1,8 [Ar] 4s² 3d⁶ +2 +3</p>	<p>27 Co Cobalt 58,93 7,881 1,8 [Ar] 4s² 3d⁷ +2 +3</p>	<p>28 Ni Nickel 58,69 7,639 1,8 [Ar] 4s² 3d⁸ +2 +3</p>	<p>29 Cu Cuivre 63,55 7,726 1,9 [Ar] 4s¹ 3d¹⁰ +1 +2</p>	<p>30 Zn Zinc 65,38 9,394 1,6 [Ar] 4s² 3d¹⁰ +2</p>	<p>31 Ga Gallium 69,72 5,999 1,6 [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p¹ +1 +2 +3</p>	<p>32 Ge Germanium 72,63 7,899 1,8 [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p² +2 +4</p>		

4) Ampholytes redox

Il s'agit d'espèces se comportant comme des **oxydants** et des **réducteurs**.

II) Piles électrochimiques

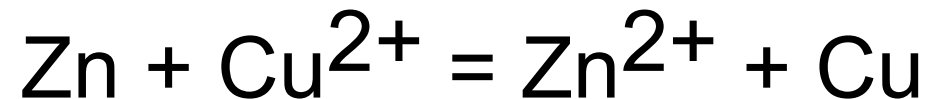
1) La pile Daniell



2) Propriétés de la pile

Fonctionnement de la pile

L'équation de fonctionnement est la suivante :



→ permet de déterminer :

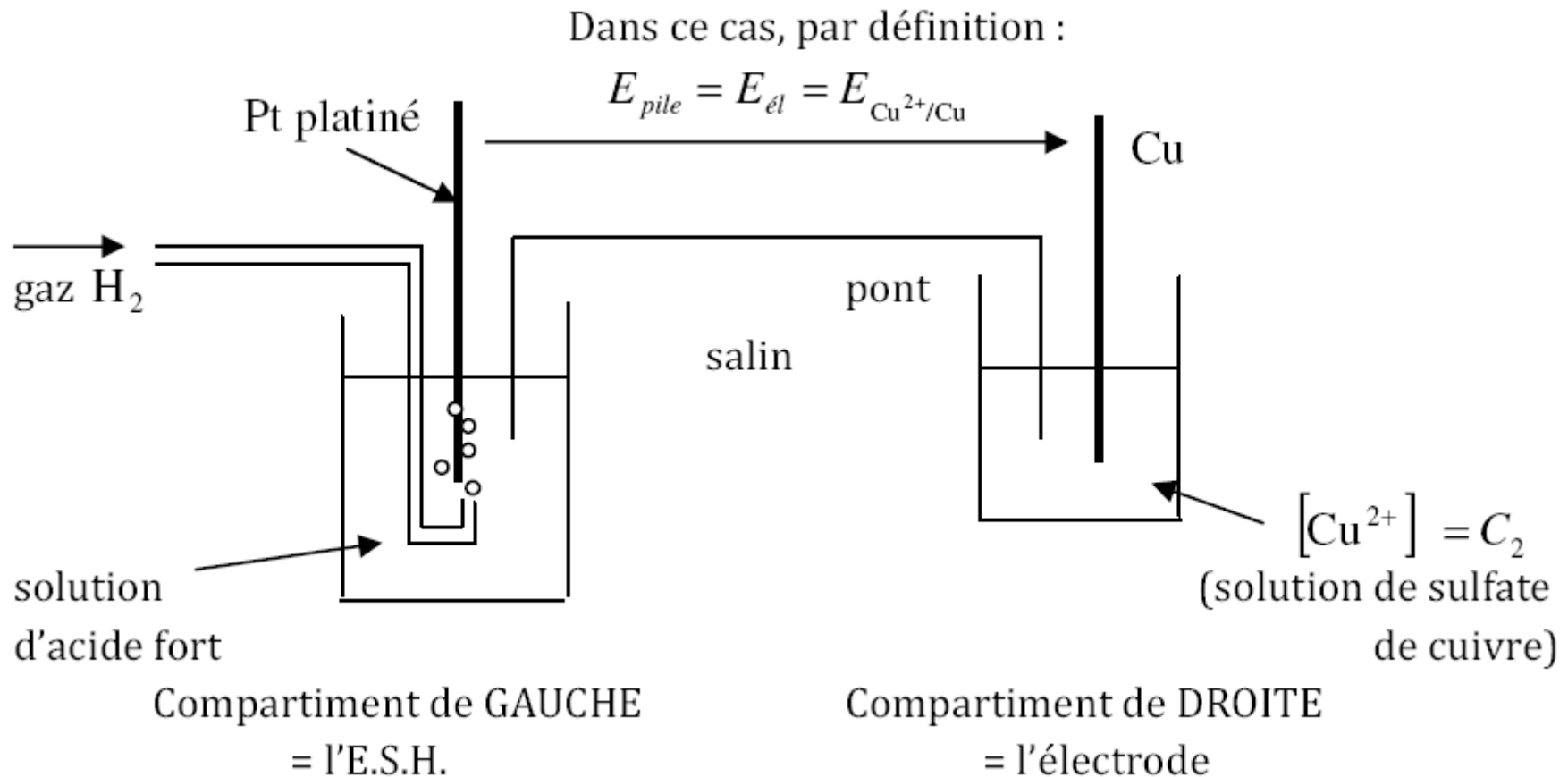
- Le sens de transfert des électrons
- Le sens conventionnel du courant
- Les bornes de la pile et quelle est le rôle de chaque électrode

Loi de Faraday

Elle permet d'évaluer la charge globale échangée pendant une durée déterminée.

III) Potentiel d'électrode

1) Mesure



2) Potentiel et potentiel standard

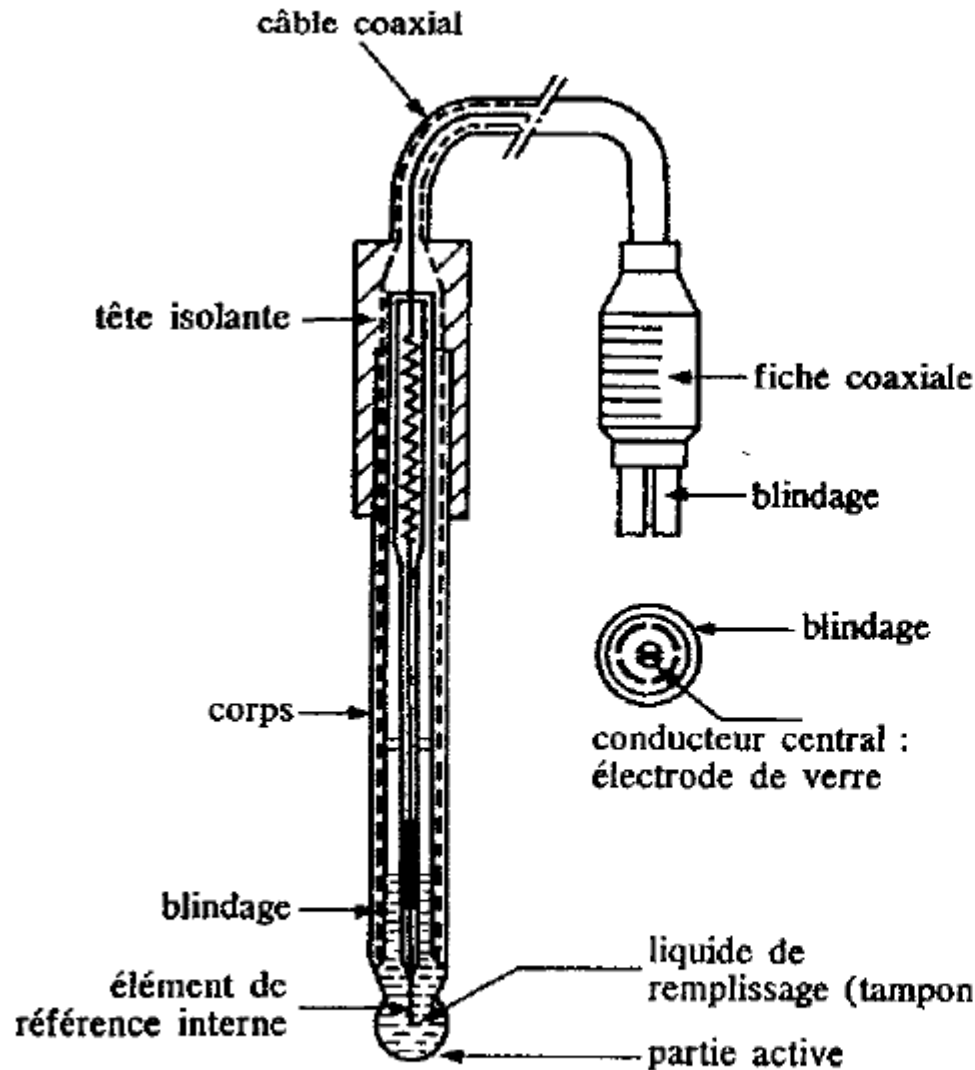
Potentiel standard d'électrode :

Une électrode est dans son état standard lorsque tous ses constituants sont dans leur **état standard**.

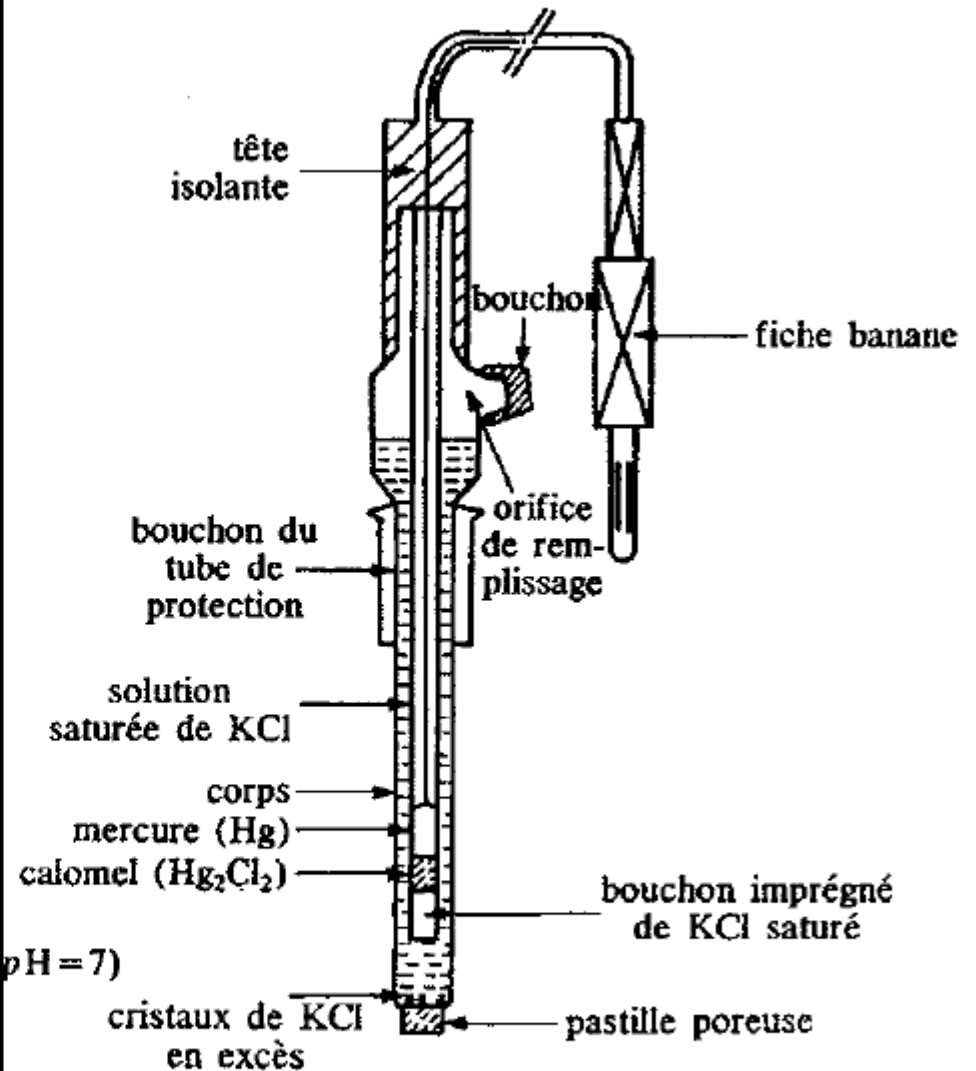
Potentiel d'électrode :

Il est donné par la **relation de Nernst**.

3) Les différents types d'électrodes



ELECTRODE DE VERRE

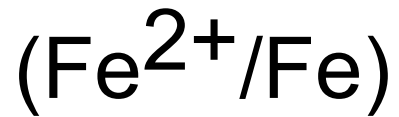
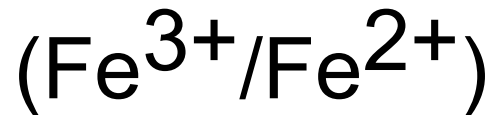


ELECTRODE DE REFERENCE AU CALOMEL

Electrodes attaquables et inattaquables

IV) Applications

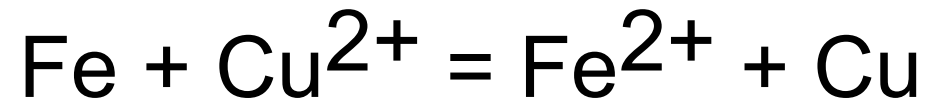
1) Diagrammes de prédominance et d'existence



2) Prévision du sens d'une réaction d'oxydoréduction

	$E^\circ(\text{V})$	
Cl_2	1,36	Cl^-
Fe^{3+}	0,77	Fe^{2+}
Cu^{2+}	0,34	Cu
Fe^{2+}	-0,44	Fe

3) Détermination d'une constante d'équilibre



$$E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0,44 \text{ V}$$

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