

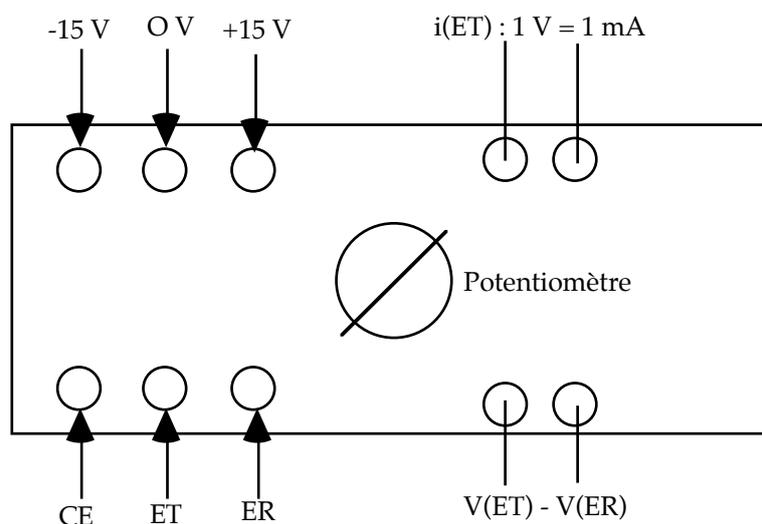
# Electrolyse de l'eau

## Montage

Le tracé des courbes intensité-potentiel nécessite 3 électrodes : l'électrode à étudier ou électrode de travail (ET). Une électrode pour fermer le circuit aussi appelée contre-électrode (CE) ou électrode auxiliaire. Le passage du courant modifiant le potentiel de cette électrode, il faut pourvoir mesurer le potentiel de l'ET par rapport à une référence fixe. Il faut donc également une électrode de référence (ER).

Pour que le phénomène limitant ne soit pas celui qui se passe à la CE, il faut sur cette dernière une densité de courant faible. L'intensité traversant l'ET et celle traversant la CE est évidemment la même. Pour avoir sur la CE une densité de courant beaucoup plus faible que sur l'ET, il suffit de prendre une CE de surface beaucoup plus grande que l'ET.

On pourrait à la rigueur brancher un générateur de courant entre la CE et l'ET, mesurer la ddp entre l'ET et l'ER, et mesurer l'intensité du courant traversant l'ET. Cette manière de procéder n'est pas pratique : imposer une ddp entre ET et CE, ne permet pas de savoir le potentiel que va prendre l'ET. On préfère donc utiliser un potentiostat ; cet appareil permet d'imposer une ddp à courant nul entre l'ER et l'ET et de mesurer le courant traversant l'ET. Afin que la résistance fermant le circuit soit toujours la même, on mesure en fait la tension aux borne d'une résistance fixe. Cette résistance a été choisie de telle façon qu'une tension de 1 V corresponde à une intensité de 1 mA.



### Étude de la réduction de l'eau sur différents métaux

On travaillera dans une solution d'acide chlorhydrique décimolaire. On fera varier  $i$  de +5 à -5 mA environ, en faisant varier  $E$  de façon aussi régulière que possible (pas d'environ 0,05 V) pour obtenir une belle courbe (on a intérêt à tracer les courbes au fur et à mesure). Attention : les courbes seront tracées en prenant l'ESH comme référence.

Dans la solution on immerge entièrement l'ER (ESC), la CE (grosse électrode inerte) et enfin l'ET. On prendra successivement pour électrode de travail une électrode de platine, une électrode de zinc et une électrode d'or amalgamée. Interpréter les courbes obtenues. On indiquera clairement, sur le diagramme, les réactions mises en jeu.

Sur quel métal la réduction de l'eau est-elle la plus facile ? La plus difficile ?

*Remarque : afin de ne pas saturer l'appareil, il est important que la surface des électrodes de travail soit faible. On utilisera donc des électrodes à fil métallique. La partie métallique sera entièrement recouverte d'un film de vernis à ongle rouge (afin de voir ce que l'on fait). Le vernis ayant séché, on décopera la tranche du fil en la frottant sur un bout de toile émeri.*

Tracer les courbes densité de courant-potentiel.

### Potentiels de corrosion

On travaille toujours dans l'acide chlorhydrique molaire et on utilise une électrode de zinc et une électrode d'argent.

Tracer les courbes  $i=f(E)$  dans les deux cas.

Déterminer les potentiels de corrosion.

Tracer les diagrammes d'Evans. Comment peut-on en déduire le courant de corrosion ?

On court-circuite maintenant l'électrode de zinc et une électrode de platine.

Quelle est la nouvelle valeur du potentiel de corrosion ?

Évaluer la valeur du courant de corrosion. Comparer à la valeur précédemment trouvée. En déduire la vitesse de corrosion du zinc (en contact avec du platine) en mm/h.

Recommencer en utilisant comme électrode de travail une électrode en fer.

Dans le cas de l'électrode d'argent quelle(s) réaction(s) sont mises en jeu ?

Rechercher la valeur du  $E^\circ$  du couple  $Ag^+/Ag_s$ . Calculer le  $E^\circ$  du couple  $AgCl_s/Ag_s$ .

### Électrolyse de l'eau

Tracer les courbes  $i=f(E)$  pour une solution d'acide sulfurique molaire sur électrode de platine. On fera varier  $E$  de 0,1 en 0,1 V.

Recommencer en utilisant cette fois une solution molaire de soude.

Tracer les deux courbes sur le même graphe. Reporter les potentiels de Nernst. Commenter les courbes obtenues.