

# 7

## ΓΑΛΒΑΝΙΚΑ ΚΑΙ ΗΛΕΚΤΡΟΛΥΤΙΚΑ ΚΕΛΙΑ

### Σκοπός Εργαστηριακής Άσκησης

Η κατανόηση του μηχανισμού λειτουργίας των γαλβανικών και ηλεκτρολυτικών κελιών καθώς και των εφαρμογών τους.

### Θεωρητικό Μέρος

Όταν φέρουμε σε επαφή ένα οξειδωτικό σώμα με ένα αναγωγικό θα υπάρξει μετακίνηση φορτίου ανάμεσά τους, η οποία κάτω από κατάλληλες συνθήκες εκδηλώνεται ως παραγωγή ηλεκτρικού ρεύματος. Το ηλεκτρικό αυτό ρεύμα μπορεί να παρατηρηθεί μέσα από ειδικές ηλεκτροχημικές διατάξεις, που καλούνται **ηλεκτροδία**. Τα ηλεκτροδία προκύπτουν σαν συνδυασμός δύο ή περισσοτέρων φάσεων, όπου υπάρχει τουλάχιστον ένας ιοντικός (π.χ. διάλυμα ηλεκτρολύτη) και ένας τουλάχιστον ηλεκτρονικός αγωγός (π.χ. στερεό μέταλλο)

Ο ιοντικός αγωγός περιέχει το στοιχείο σε μορφή ιόντων, ενώ ο ηλεκτρονικός αγωγός το περιέχει στην ελεύθερή του μορφή. Ανάμεσα στις δύο φάσεις δεν συμβαίνει καμία αντίδραση όσο δεν υπάρχει δυνατότητα εισόδου και εξόδου ηλεκτρικού φορτίου στο σύστημα.

Η σύζευξη (δηλαδή ο συνδυασμός) δύο διαφορετικών ηλεκτροδίων (ακόμη και δύο χημικά όμοιων ηλεκτροδίων, τα οποία όμως βρίσκονται υπό διαφορετικές συνθήκες πίεσης, θερμοκρασίας, συγκέντρωσης) οδηγεί στη δημιουργία ενός **γαλβανικού στοιχείου**, στο οποίο καταναλώνεται χημική ενέργεια εξ αιτίας των οξειδοαναγωγι-

## ΗΛΕΚΤΡΟΔΙΟ

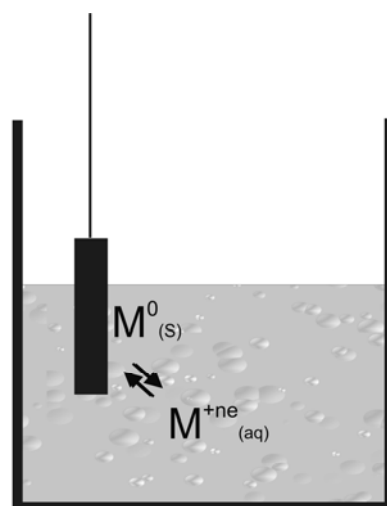
ΗΛΕΚΤΡΟΝΙΚΟΣ ΑΓΩΓΟΣ  
(στερεό μέταλλο)

+

ΙΟΝΤΙΚΟΣ ΑΓΩΓΟΣ  
(ηλεκτρολυτικό διάλυμα μετάλλου)

+

ΟΞΕΙΔΟΑΝΑΓΩΓΙΚΗ ΔΡΑΣΗ

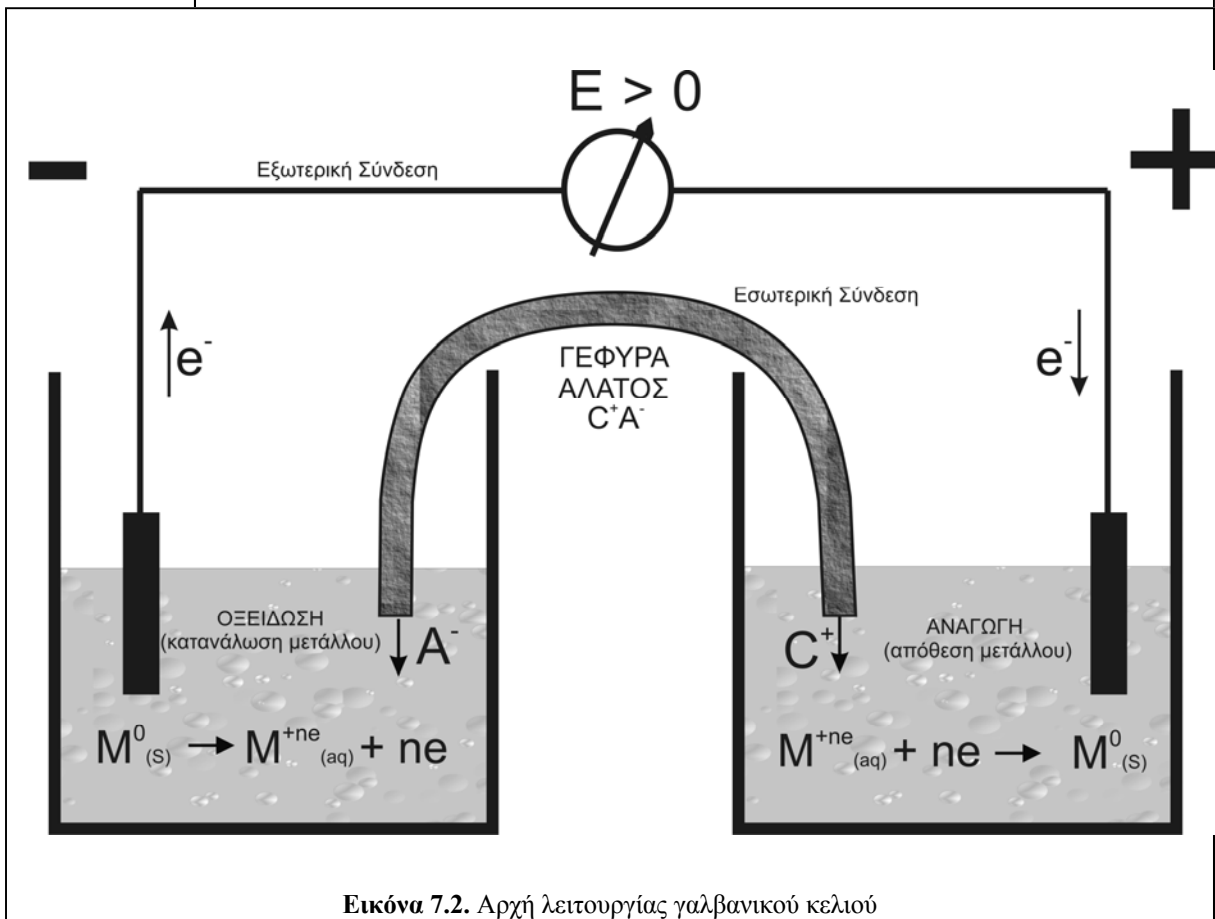


Εικόνα 7.1. Αρχή λειτουργίας του ηλεκτροδίου

κών δράσεων που διεξάγονται στα δύο ηλεκτρόδια και παράγεται ηλεκτρική.

Για να συνδυαστούν δυο ηλεκτρόδια, απαιτείται η σύνδεση των δυο ηλεκτρονικών αγωγών και η σύνδεση των δύο ιοντικών αγωγών, έτσι ώστε να μπορεί να γίνεται η μεταφορά του φορτίου ανάμεσα στα δύο ηλεκτρόδια (να κλείσει το ηλεκτρικό κύκλωμα). Η σύνδεση των ηλεκτρονικών αγωγών που ονομάζεται εξωτερική σύνδεση, γίνεται με ένα ηλεκτρικά αγωγίμο καλώδιο. Η σύνδεση των ιοντικών αγωγών, δηλαδή των δυο ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων, ονομάζεται εσωτερική σύνδεση και γίνεται μέσω ηλεκτρολυτικών συνδέσμων, οι οποίοι συνήθως είναι γέφυρες άλατος. Η γέφυρα άλατος είναι ένα πυκνό διάλυμα αδρανούς ηλεκτρολύτη (π.χ. KCl) υπό τη μορφή ζελατινώδους αιωρήματος σε άγαρ, έτσι ώστε αφενός να διαχέονται ιόντα από τον αδρανή ηλεκτρολύτη προς τα δύο ηλεκτρόδια και αφετέρου να αποφεύγεται η ανάμειξη των δυο ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων. Και οι δύο σύνδεσμοι είναι απαραίτητοι για τη δημιουργία ενός γαλβανικού κελιού, επειδή εξασφαλίζουν την ηλεκτρική ουδετερότητα των δύο ηλεκτροδίων.

Τα ηλεκτρόνια από το ηλεκτρόδιο, το οποίο οξειδώνεται ρέουν μέσα από την εξωτερική σύνδεση στο ηλεκτρόδιο που ανάγεται, δημιουργώντας, έτσι, μια μετρήσιμη διαφορά δυναμικού στον εξωτερικό αγωγό. **Στο ηλεκτρόδιο που λαμβάνει χώρα η οξείδωση, το στερεό μέταλλο καταναλώνεται, καθώς αποβάλλει ηλεκτρόνια και μετατρέπεται σε θετικά ιόντα που περνάνε στο διάλυμα.** Το διάλυμά του, έτσι, αποκτά περίσσεια θετικών φορτίων, η οποία εξισορροπείται με την εισροή ανιόντων από τη γέφυρα άλατος. Αντίστοιχα, **στο ηλεκτρόδιο που λαμβάνει χώρα η αναγω-**



Εικόνα 7.2. Αρχή λειτουργίας γαλβανικού κελιού

γή, το στερεό μέταλλο δέχεται ηλεκτρόνια, τα οποία ερχόμενα σε επαφή με το διάλυμα ανάγουν τα θετικά ιόντα του μετάλλου σε στερεό μέταλλο, το οποίο και αποτίθεται πάνω στο ηλεκτρόδιο (και οι δύο αντιδράσεις συμβαίνουν επομένως στην επιφάνεια των ηλεκτροδίων). Στο διάλυμα αυτού του ηλεκτροδίου δημιουργείται έλλειψη θετικών φορτίων, η οποία εξισορροπείται από την εισροή κατιόντων από τη γέφυρα άλατος.

Η διαφορά ηλεκτρικού δυναμικού, η οποία μετρείται στην εξωτερική σύνδεση, εξαρτάται από το είδος των δύο ηλεκτροδίων που έχουν συνδυαστεί, και υπό τις ίδιες συνθήκες θα είναι πάντα ίδια. Για τη μέτρηση του δυναμικού των ηλεκτροδίων ορίζεται αυθαίρετα το δυναμικό αναγωγής του υδρογόνου στους 25°C ίσο με 0 V, και συνεπώς τα δυναμικά των άλλων ηλεκτροδίων μετρούνται πάντα σε σχέση με το ηλεκτρόδιο αναφοράς του υδρογόνου. Έτσι, προκύπτουν τα **πρότυπα δυναμικά αναγωγής** διαφόρων ηλεκτροδίων / ημιστοιχείων (πίνακας 7.1).

Τα πρότυπα δυναμικά αναγωγής αποτελούν ένα μέτρο της αναγωγικής τάσης των στοιχείων. Αντιστρέφοντας τις ημι-αντιδράσεις αναγωγής προκύπτουν οι αντίστοιχες ημι-αντιδράσεις οξειδωσης και αντίστοιχα τα πρότυπα δυναμικά οξειδωσης, τα οποία είναι προφανώς ίσα και αντίθετα με τα πρότυπα δυναμικά αναγωγής.

Όσο πιο μεγάλο (πιο θετικό) είναι το δυναμικό αναγωγής ενός στοιχείου τόσο πιο έντονη είναι η τάση του για αναγωγή (τόσο πιο έντονα προχωρά η ημι-αντίδραση αναγωγής προς τα δεξιά) και επομένως, τόσο πιο έντονα οξειδωτικό σώμα είναι. Άρα, κάθε στοιχείο ανάγεται οξειδώνοντας όλα τα στοιχεία που έχουν μικρότερο δυναμικό αναγωγής από το ίδιο (βρίσκονται πιο ψηλά στον πίνακα), ενώ οξειδώνεται ανάγοντας όσα στοιχεία έχουν μεγαλύτερο δυναμικό (βρίσκονται πιο χαμηλά στον πίνακα)

Όταν σε ένα ηλεκτρόδιο υπάρχει η δυνατότητα για περισσότερες από μια αναγωγικές (ή αντίστοιχα οξειδωτικές) δράσεις, τότε συνήθως πραγματοποιείται η δράση με το μεγαλύτερο αναγωγικό (ή οξειδωτικό) δυναμικό.

**Το δυναμικό του γαλβανικού κελιού** προκύπτει από την αλγεβρική αφαίρεση του δυναμικού της καθόδου (όπου συμβαίνει αναγωγή) από το δυναμικό της ανόδου (όπου συμβαίνει οξείδωση). Αν τα δύο ηλεκτρόδια βρίσκονται σε πρότυπες συνθήκες τότε προκύπτει το **πρότυπο δυναμικό του κελιού**.

$$E_{cell}^{\circ} = E^{\circ}(\text{καθόδου}) - E^{\circ}(\text{ανόδου})$$

Σε αντίθετη περίπτωση, το δυναμικό του κελιού προκύπτει από την εξίσωση *Nerst*, η οποία συσχετίζει τα πρότυπα δυναμικά των δύο ηλεκτροδίων με το λόγο δράσεως των μαζών της συνολικής οξειδοαναγωγικής αντίδρασης

$$E_{cell} = E_{cell}^{\circ} - \frac{RT}{nF} \log Q$$

όπου  $F$  η σταθερά του Faraday,  $n$  είναι ο αριθμός των ηλεκτρονίων που ανταλλάσ-

σονται κατά τη συνολική αντίδραση και  $Q$  ο λόγος των δρώσων μαζών των προϊόντων προς τις δρώσες μάζες των αντιδρώντων σύμφωνα με το νόμο δράσεως των μαζών.

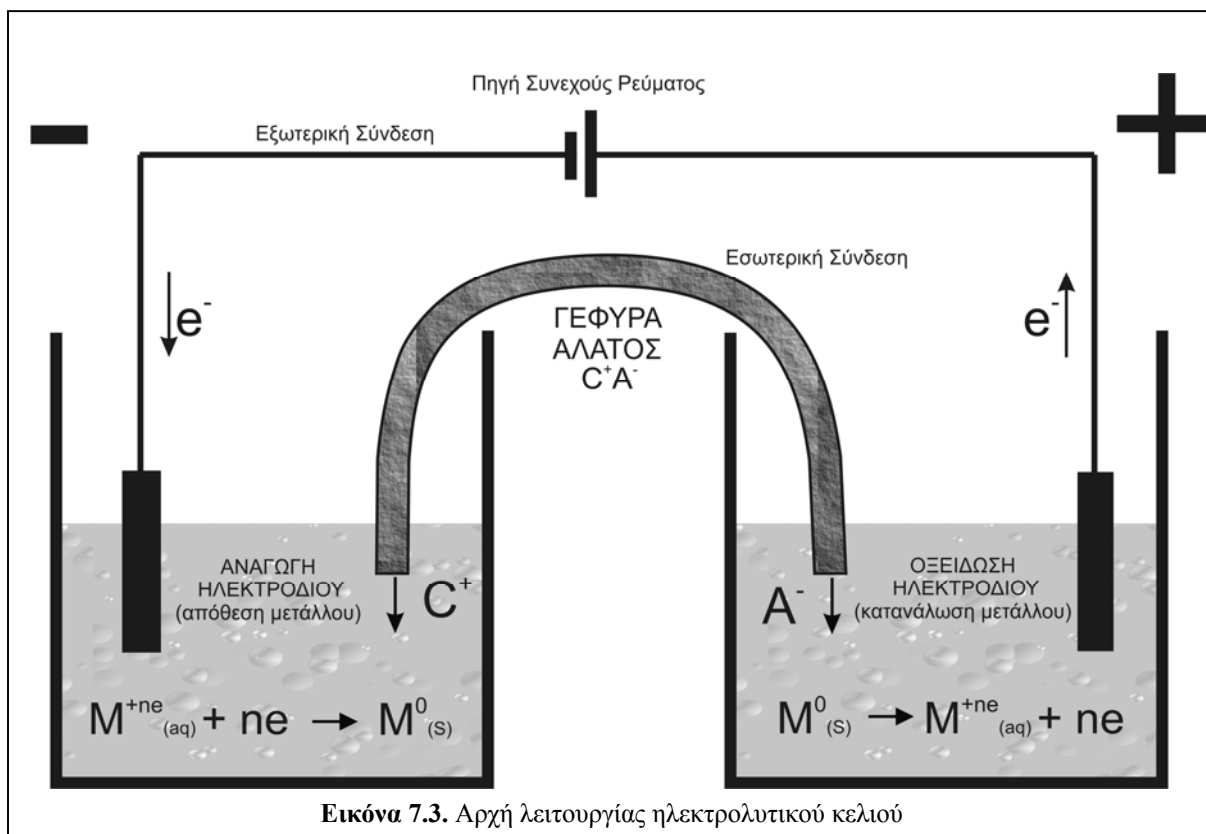
Ημι-αντίδραση Αναγωγής				$E^0$ (V)	
$\text{Li}^{+1}$	+	$e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Li}_{(s)}$	-3.045
$\text{K}^{+1}$	+	$e^-$	$\longrightarrow$	$\text{K}_{(s)}$	-2.925
$\text{Ca}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ca}_{(s)}$	-2.866
$\text{Na}^{+1}$	+	$e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Na}_{(s)}$	-2.714
$\text{Mg}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Mg}_{(s)}$	-2.363
$\text{Al}^{+3}$	+	$3e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Al}_{(s)}$	-1.662
$\text{Ti}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ti}_{(s)}$	-1.628
$\text{Mn}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Mn}_{(s)}$	-1.185
$\text{Cr}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Cr}_{(s)}$	-0.913
$\text{Zn}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Zn}_{(s)}$	-0.7628
$\text{Fe}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Fe}_{(s)}$	-0.4402
$\text{Cd}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Cd}_{(s)}$	-0.4029
$\text{Co}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Co}_{(s)}$	-0.277
$\text{Ni}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ni}_{(s)}$	-0.250
$\text{Pb}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Pb}_{(s)}$	-0.126
$2\text{H}^{+1}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{H}_{2(g)}$	0.000
$\text{Cu}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Cu}_{(s)}$	+0.337
$\text{I}_{2(s)}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$2\text{I}^{-1}$	+0.5355
$\text{Ag}^{+1}$	+	$e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Ag}_{(s)}$	+0.7991
$\text{Pt}^{+2}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Pt}_{(s)}$	+1.2
$\text{Cl}_{2(g)}$	+	$2e^-$	$\longrightarrow$	$2\text{Cl}^{-2}$	+1.3597
$\text{Au}^{+1}$	+	$e^-$	$\longrightarrow$	$\text{Au}_{(s)}$	+1.691

**Πίνακας 7.1:** Πρότυπα δυναμικά αναγωγής στους 25°C

**Ηλεκτρόλυση** ονομάζεται το χημικό φαινόμενο που λαμβάνει χώρα, όταν ηλεκτρικό ρεύμα διέρχεται από διάλυμα ή τήγμα ηλεκτρολύτη. Εφαρμόζοντας ηλεκτρική τάση στα ηλεκτρόδια ενός γαλβανικού κελιού προκαλείται μια κατευθυνόμενη ηλεκτροχημική δράση, η οποία δεν είναι πλέον αυθόρμητη. Σε ποιο ηλεκτρόδιο θα λάβει χώρα οξειδωση και σε ποιο αναγωγή δεν εξαρτάται πλέον από το δυναμικό αναγωγής τους αλλά από την επιβαλλόμενη διαφορά δυναμικού. Το κελί αυτό ονομάζεται ηλεκτρολυτικό κελί.

Στο ηλεκτρόδιο που συνδέεται με το θετικό πόλο της ηλεκτρικής πηγής λαμβάνει χώρα οξειδωση, ενώ στο ηλεκτρόδιο που συνδέεται με τον αρνητικό πόλο λαμβάνει χώρα

αναγωγή. Σύμφωνα με τη φορά κίνησης των ηλεκτρονίων, το ηλεκτρόδιο της οξειδωσης, αν και βρίσκεται σε υψηλό δυναμικό, ονομάζεται άνοδος του κελιού (αφού τα ηλεκτρόνια φεύγουν από αυτό), ενώ το ηλεκτρόδιο της αναγωγής, κάθοδος του κελιού (αφού τα ηλεκτρόνια πηγαίνουν σε αυτό). Στο αντίστοιχο γαλβανικό κελί η φορά του ρεύματος και οι ονομασίες των ηλεκτροδίων είναι αντίθετες.



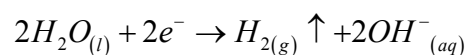
Εικόνα 7.3. Αρχή λειτουργίας ηλεκτρολυτικού κελιού

Η ηλεκτρόλυση ουσιαστικά είναι η αντίστροφη διαδικασία από αυτή που συμβαίνει στα γαλβανικά κελιά και αν τα ηλεκτρόδια ήταν ιδανικά, μέσα από τη διαδικασία της ηλεκτρόλυσης θα έπρεπε η αυθόρμητη οξειδοαναγωγική δράση που θα λάμβανε χώρα στο γαλβανικό κελί να αντιστρέφεται πλήρως.

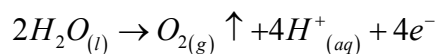
Σημειώνεται πως για ένα ηλεκτρολυτικό κελί δεν είναι απαραίτητη η ύπαρξη ξεχωριστών ηλεκτρολυτικών διαλυμάτων. Βυθίζοντας δύο όμοια μεταλλικά ελάσματα σε ένα ηλεκτρολυτικό διάλυμα που περιέχει μεταλλοκατιόντα του μετάλλου και επιβάλλοντας μια διαφορά δυναμικού στα δύο ηλεκτρόδια θα προκαλέσουμε την οξείδωση του θετικού ηλεκτροδίου (δηλαδή την κατανάλωση του μετάλλου και την αναγωγή του αρνητικού ηλεκτροδίου ή αλλιώς την απόθεση μετάλλου στο ηλεκτρόδιο).

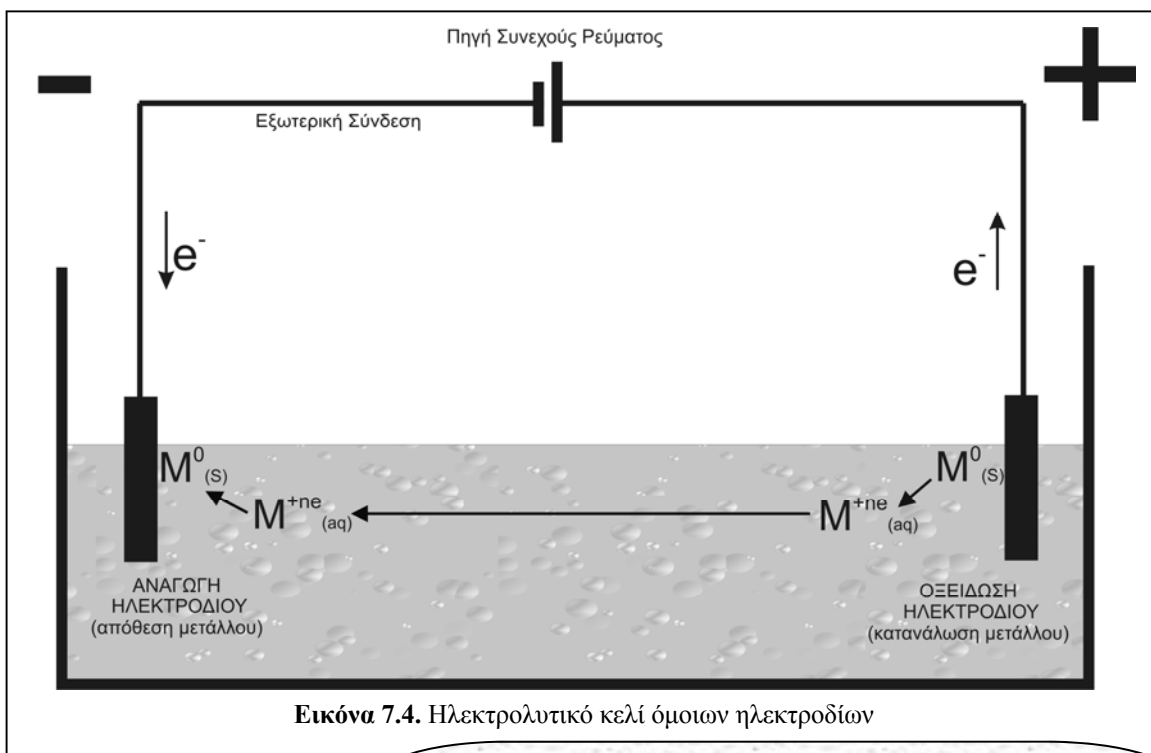
Ειδικά στην περίπτωση των υδατικών διαλυμάτων το νερό μπορεί να δράσει και σαν αναγωγικό και σαν οξειδωτικό μέσο:

Καθοδική αντίδραση νερού

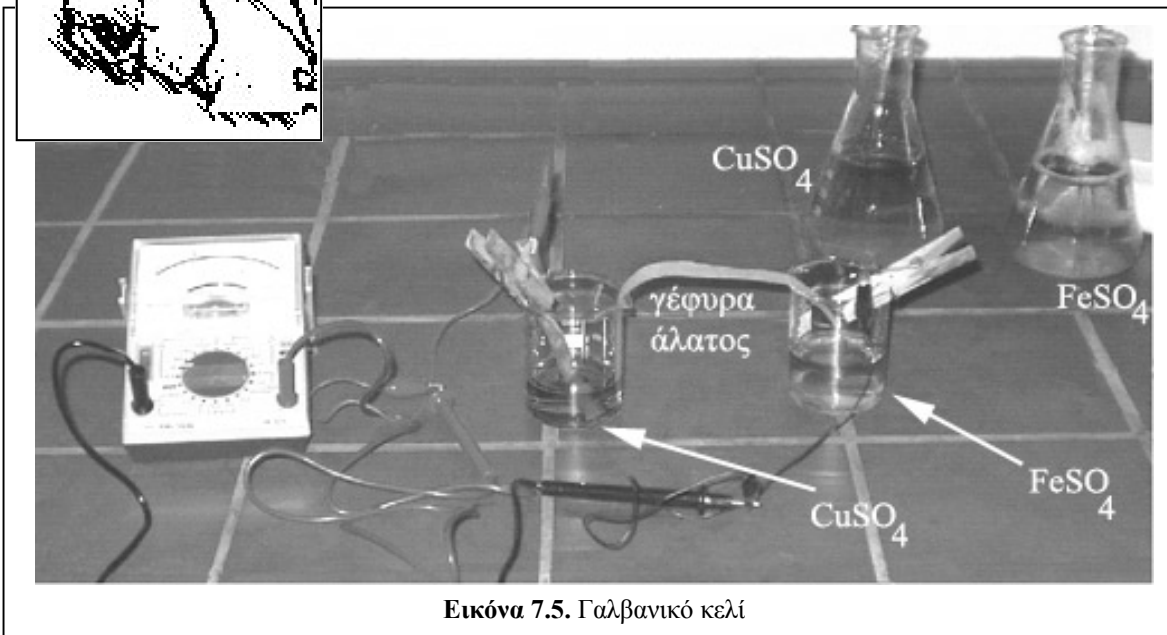


Ανοδική αντίδραση νερού





Σε αυτήν την άσκηση θα κατασκευάσετε και θα παρατηρήσετε τη λειτουργία γαλβανικών και ηλεκτρολυτικών κελιών. Στη συνέχεια θα επιχειρήσετε μια άσκηση ηλεκτρανάκτησης χαλκού



## 1. Δημιουργία Γαλβανικών Κελιών

### Πειραματική Διαδικασία

#### I. Μέτρηση Γαλβανικών Κελιών

Κατασκευάζονται τρία ηλεκτρόδια με την ακόλουθη διαδικασία: Σε ένα ποτήρι ζέσεως τοποθετείται το ηλεκτρολυτικό διάλυμα ( $\text{FeSO}_4$  1 M ή  $\text{CuSO}_4$  1 M ή  $\text{CuSO}_4$  0.001 M) και μέσα σε αυτό εμβαπτίζεται (αφού πρώτα καθαριστεί η επιφάνειά του) το αντίστοιχο μεταλλικό έλασμα. Για τη δημιουργία ενός γαλβανικού κελιού τα ηλεκτρόδια συνδυάζονται ανά δύο, τα ελάσματα ενώνονται με καλώδια και τα διαλύματα

#### Αντιδραστήρια

Διάλυμα θειικού χαλκού  $\text{CuSO}_4$  1 M (έντονο μπλε χρώμα)

Διάλυμα θειικού χαλκού  $\text{CuSO}_4$  0.001 M (ανοιχτό μπλε χρώμα)

Διάλυμα θειικού δισθενούς σιδήρου  $\text{FeSO}_4$  1 M (πράσινο χρώμα)

2 Ελάσματα στερεού χαλκού Cu

1 έλασμα στερεού σιδήρου Fe

Διάλυμα αμμωνίας  $\text{NH}_3$

Διάλυμα θειούχου νατρίου  $\text{Na}_2\text{S}$

#### Συσκευές

1 βολτόμετρο

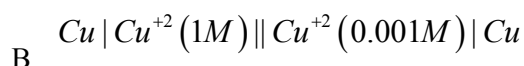
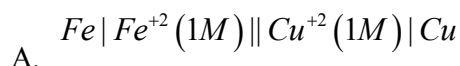
3 καλώδια σύνδεσης ηλεκτροδίων

1 γέφυρα άλατος

«ενώνονται» με τη χρήση μιας γέφυρας άλατος. Στο εξωτερικό κύκλωμα παρεμβάλλεται βολτόμετρο, το οποίο παρέχει άμεσα μια ένδειξη διαφοράς δυναμικού, η οποία είναι η διαφορά δυναμικού του θετικού πόλου από τον αρνητικό πόλο. Μια θετική μέτρηση σημαίνει ότι τα ηλεκτρόνια φεύγουν από τον αρνητικό πόλο (ηλεκτρόδιο οξειδωσης) του βολτομέτρου και πάνε στο θετικό (ηλεκτρόδιο αναγωγής). **Μια αρνητική μέ-**

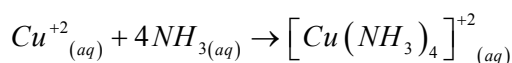
**τρηση σημαίνει ότι συμβαίνει το αντίστροφο και άρα, οι πόλοι του βολτομέτρου έχουν συνδεθεί αντίστροφα.**

Μετρούνται τα παρακάτω γαλβανικά κελιά:



#### II. Επίδραση Συγκέντρωσης

Στο γαλβανικό κελί B, στο ηλεκτρόδιο του αραιού θειικού χαλκού προστίθενται 2-5 ml  $\text{NH}_3$  και το διάλυμα αναδεύεται μέχρι το σχηματιζόμενο ίζημα να διαλυθεί. Στο διάλυμα αυτό συμβαίνει η αντίδραση συμπλοκοποίησης του χαλκού



Αφού μετρηθεί το δυναμικό του νέου γαλβανικού κελιού, προστίθενται 2-5 ml διαλύματος  $\text{Na}_2\text{S}$  στο ηλεκτρόδιο στο οποίο προσθέσαμε προηγουμένως την αμμωνία.

$Fe | Fe^{+2} (1M) || Cu^{+2} (1M) | Cu$  Volts: \_\_\_\_\_

Ημι-αντίδραση Οξειδωσης- Άνοδος: \_\_\_\_\_

Ημι-αντίδραση Αναγωγής — Κάθοδος: \_\_\_\_\_

$Cu | Cu^{+2} (1M) || Cu^{+2} (0.001M) | Cu$  Volts: \_\_\_\_\_

Ημι-αντίδραση Οξειδωσης- Άνοδος: \_\_\_\_\_

Ημι-αντίδραση Αναγωγής — Κάθοδος: \_\_\_\_\_

Προσθήκη  $NH_3$  : \_\_\_\_\_

Προσθήκη  $Na_2S$  : \_\_\_\_\_



## 2. Δημιουργία Ηλεκτρολυτικού κελιού

### Πειραματική Διαδικασία

Τοποθετούμε το διάλυμα του θειικού χαλκού στο ηλεκτρολυτικό κελί. Στην συνέχεια δοκιμάζονται οι παρακάτω διατάξεις συνδέοντας τα ηλεκτρόδια με την πηγή σταθερού ρεύματος για μικρό χρονικό διάστημα, (κάθε φορά τα ηλεκτρόδια καθαρίζονται πριν ξαναχρησιμοποιηθούν).

**Διάταξη Α** Τοποθετούμε ένα ηλεκτρόδιο ανοξειδωτου χάλυβα και ένα ηλεκτρόδιο χαλκού στο κελί. Το ηλεκτρόδιο ανοξειδωτου χάλυβα συνδέεται με το θετικό πόλο της πηγής και το ηλεκτρόδιο του χαλκού συνδέεται με τον αρνητικό πόλο.

**Διάταξη Β** Αντιστρέφουμε τους πόλους της διάταξης Α.

**Διάταξη Γ** Δύο ηλεκτρόδια ανοξειδωτου χάλυβα τοποθετούνται στο κελί, το ένα συνδέεται με τον αρνητικό πόλο της πηγής και το άλλο με το θετικό πόλο.

**Διάταξη Δ** Χωρίς να καθαρίσουμε τα ηλεκτρόδια της διάταξης Γ αντιστρέφουμε την πολικότητά τους.

### Αντιδραστήρια

Διάλυμα θειικού χαλκού  $\text{CuSO}_4$  0,01 M

2 Ηλεκτρόδια ανοξειδωτου χάλυβα

1 Ηλεκτρόδιο χαλκού

### Συσκευές

Ηλεκτρολυτικό κελί (ποτήρι ζέσεως)

Καλώδια ηλεκτρικού ρεύματος

Πηγή συνεχούς ρεύματος

### Διάταξη Α

Άνοδος: \_\_\_\_\_

Κάθοδος: \_\_\_\_\_

### Διάταξη Β

Άνοδος: \_\_\_\_\_

Κάθοδος: \_\_\_\_\_

### Διάταξη Γ

Άνοδος: \_\_\_\_\_

Κάθοδος: \_\_\_\_\_

### Διάταξη Δ

Άνοδος: \_\_\_\_\_

Κάθοδος: \_\_\_\_\_

### Ζητούμενα

Συντάξτε μια εργαστηριακή αναφορά στην οποία

- A Να περιγράψετε και να εξηγήσετε θεωρητικά τα πειράματα που παρακολούθησατε
- B Συγκρίνετε την τιμή του δυναμικού του γαλβανικού κελιού A με αυτήν που προκύπτει από το θεωρητικό υπολογισμό, χρησιμοποιώντας τον Πίνακα 7.1
- Γ Τι θα συμβεί θεωρητικά και πρακτικά στα δύο κελιά μετά από «άπειρο» χρόνο.
- Δ Εξηγήστε γιατί ζεσταίνονται τα ηλεκτρόδια της ηλεκτρόλυσης.
- E Αναφέρατε εφαρμογές των γαλβανικών και των ηλεκτρολυτικών κελίων.
- Z Επιλύστε την άσκηση ηλεκτρανάκτησης χαλκού

### Ηλεκτρανάκτηση Χαλκού

Δύο ανοξείδωτα ελάσματα τοποθετούνται μέσα σε διάλυμα θεικού χαλκού και συνδέονται με πηγή σταθερού ρεύματος. Στο κύκλωμα παρεμβάλλεται πολύμετρο, το οποίο χρησιμοποιείται για την παρακολούθηση και τη καταγραφή της έντασης του ρεύματος που διαρρέει το κύκλωμα. Η ηλεκτρόλυση τερματίζεται μετά από 3 λεπτά. Υπολογίστε την ποσότητα του χαλκού που αποτέθηκε στη κάθοδο του κελίου, σύμφωνα με τις μετρήσεις του ρεύματος που παρατίθενται.

(Αριθμός Ηλεκτρονίων  $e^- = 1.602 \cdot 10^{-19}$  Coulomb, Moles Ηλεκτρονίων = αριθμός ηλεκτρονίων /  $6.023 \cdot 10^{23}$ ,  $M_{Cu} = 63.542$ )

### Παρακολούθηση Ηλεκτρόλυσης

Χρόνος (sec)	Ένταση ρεύματος (mA)
0	0
15	410
30	415
45	425
60	430
75	435
90	450
105	460
120	480
135	500
150	530
165	560
180	595