منحى تطور مجموعة كيميائية
التحولات التلقائية في الأعمدة

1) التطور التلقائي لمجموعة كيميائية .

1 ـ 1) التحولات حمض ـ قاعدة .

لاحظنا أن بعض التحولات في تفاعلات حمض ـ قاعدة ليست كلية ، حيث يكون التقدم النهائي x_f أصغر من التقدم الأقصى x_{max} . هذا النوع من التفاعلات تكون في توازن ، حيث يحدث التفاعل في المنحى المباشر و المنحى المعاكس و يعبر عنه بالرمز $\rightleftarrows$.

فإذا كان الحمض الضعيف AH يتفاعل مع الماء وفق المعادلة : $AH_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} \rightleftarrows A^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

فإن خارج التفاعل له التعبير : $Q_r = \dfrac{[A^-].[H_3O^+]}{[AH]}$ ، و هو يحدد منحى تطور المجموعة .

قيمة Q_r تتغير أثناء تطور التفاعل الكيميائي بتغير تراكيز الأنواع الكيميائية ، فيمكن أن يكون أكبر ، أصغر أو يساوي ثابتة التوازن.

***مثال : تأثير حمض الميتانويك على محلول إيتانوات الصوديوم .**

نأخذ ثلاثة كؤوس C, B, A و نضع فيها المحاليل المبينة في الجدول أسفله :

كل المحاليل لها نفس التركيز المولي $C = 10^{-1}\ mol.\ell^{-1}$. بعد التحريك و الاستقرار نقيس قيمة pH كل خليط .

معادلة التفاعل الحاصل في كل كأس هي : $CH_3COO^-_{(aq)} + HCOOH_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$

الكأس	A	B	C	K_A
محلول $V_1(mL) : CH_3COOH$	10	20	10	$K_{A1} = 1,8x10^{-5}$
محلول $V_2(mL) : CH_3COONa$	10	1	1	
محلول $V_3(mL) : HCOOH$	10	5	1	$K_{A2} = 1,8x10^{-4}$
محلول $V_4(mL) : HCOONa$	10	10	1	
pH	4,2	3,7	3,8	

ثابتة التوازن الموافقة للتفاعل المدروس : $K = \dfrac{K_{A2}}{K_{A1}} = 10$

لندرس تطور خارج التفاعل $Q_r = \dfrac{[HCOO^-].[CH_3COOH]}{[HCOOH].[CH_3COO^-]}$ في كل كأس :

في الكأس A :

في الحالة البدئية $Q_{r,i} = \dfrac{[HCOO^-]_i.[CH_3COOH]_i}{[HCOOH]_i.[CH_3COO^-]_i}$

لدينا : $[HCOO^-]_i = \dfrac{C.V_4}{V}$; $[HCOOH]_i = \dfrac{C.V_3}{V}$; $[CH_3COO^-]_i = \dfrac{C.V_2}{V}$; $[CH_3COOH]_i = \dfrac{C.V_1}{V}$

مع $V = V_1 + V_2 + V_3 + V_4$ و منه : $Q_{r,i} = \dfrac{V_4.V_1}{V_3.V_2} = 1$

في الحالة النهائية $Q_{r,f} = \dfrac{[HCOO^-]_f.[CH_3COOH]_f}{[HCOOH]_f.[CH_3COO^-]_f}$

لدينا : $\dfrac{[HCOO^-]_f}{[HCOOH]_f} = \dfrac{K_{A2}}{[H_3O^+]_f} = \dfrac{K_{A2}}{10^{-pH}} = 2,85$ و $\dfrac{[CH_3COOH]_f}{[CH_3COO^-]_f} = \dfrac{[H_3O^+]_f}{K_{A1}} = \dfrac{10^{-4,2}}{1,8x10^{-5}} = 3,5$

و منه : $Q_{r,f} = 9,99 \simeq 10$

بنفس الطريقة نحسب $Q_{r,i}$ و $Q_{r;f}$ في الكأسين B و C و ندون النتائج في الجدول التالي :

مع العلم أن : ـ ثابتة التوازن الموافقة للتفاعل المدروس هي $K = 10$

ـ في الحالة النهائية $Q_{r,f} = K$

Moutamadris.ma

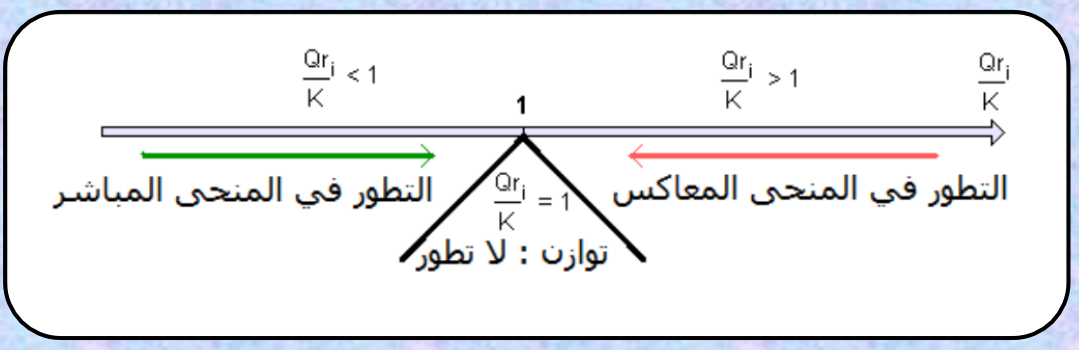
الكأس	A	B	C
$Q_{r,i}$	1	40	10
$Q_{r,f}$	10	10	10

من النتائج المحصل عليها نلاحظ أن :

ـ في الكأس A : $Q_{r,i} < K$ هذا يعني تكون النواتج و اختفاء المتفاعلات أي أن المجموعة تتطور في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل .

ـ في الكأس B : $Q_{r,i} > K$ هذا يعني اختفاء النواتج و تكون المتفاعلات أي أن المجموعة تتطور في المنحى المعاكس لمعادلة التفاعل .

ـ في الكأس C : $Q_{r,i} = K$ هذا يعني أن المجموعة الكيميائية لا تتطور أي أنها في حالة توازن .



1 ـ 2) التحولات أكسدة ـ اختزال .

*** تجربة :**

نضع في أنبوب اختبار $10mL$ من محلول نترات الفضة تركيزه المولي $C = 1x10^{-2}\,mol.\ell^{-1}$. ثم نغمر فيه سلكا من النحاس .

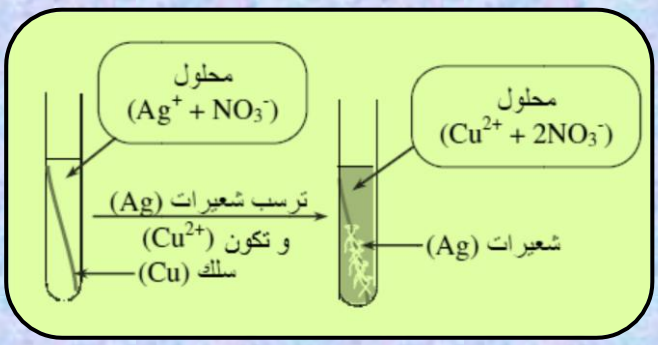
نلاحظ تلون المحلول بالأزرق و ظهور شعيرات من الفضة على سلك النحاس .

المعادلة المنمذجة للتحول هي : $Cu_{(s)} + 2Ag^{+}_{(aq)} \rightleftarrows Cu^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$

ثابتة التوازن الموافقة للتفاعل في المنحى المباشر : $K = 3,8x10^{15}$

خارج التفاعل في الحالة البدئية : $Q_{r,i} = \dfrac{[Cu^{2+}]_i}{[Ag^{+}]_i^2} = 0$ لأن $[Cu^{2+}]_i = 0$

بما أن $Q_{r,i} < K$ فإن المجموعة الكيميائية تتطور في المنحى المباشر و هذا يتوافق مع الملاحظات التجريبية .



*** خلاصة :**

يعتبر خارج التفاعل Q_r معيارا لتحديد و توقع منحى تطور مجموعة كيميائية التي تكون مقر تحول كيميائي تلقائي. فإذا كان :

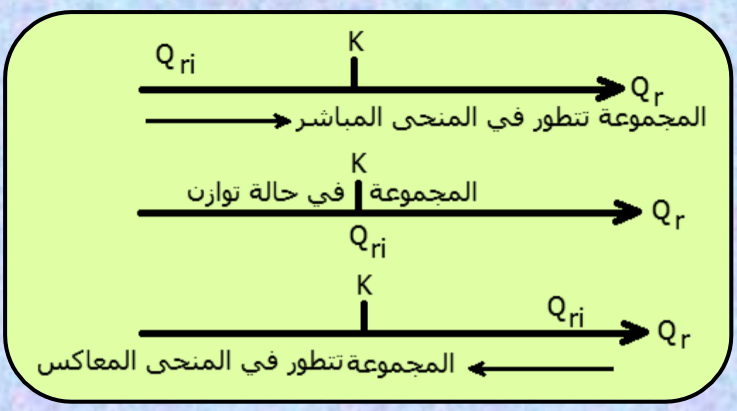
. $Q_{r,i} = K$: المجموعة الكيميائية لا تتطور ، فهي في حالة توازن

. $Q_{r,i} < K$: المجموعة الكيميائية تتطور في المنحى المباشر لمعادلة التفاعل

. $Q_{r,i} > K$: المجموعة الكيميائية تتطور في المنحى المعاكس لمعادلة التفاعل

إذا تطورت المجموعة الكيميائية ، فإنها تتطور تلقائيا نحو حالة التوازن

Moutamadris.ma



2) الأعمدة .

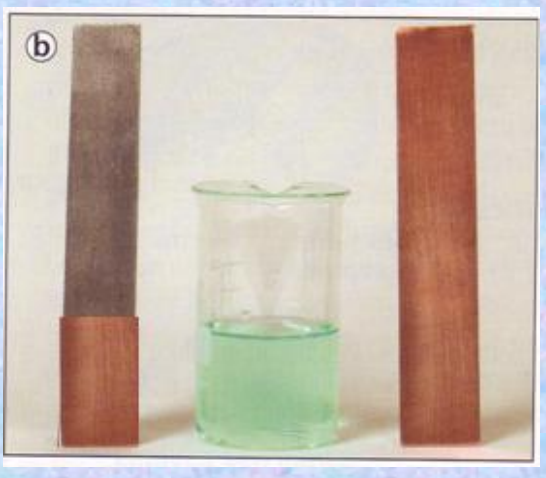
2 ـ 1) الانتقال التلقائي المباشر للإلكترونات .

*** تجربة :**

لنضع صفيحة من النحاس و أخرى من الزنك في كأس يحتوي على محلول أزرق يتكون من خليط لمحلولين لهما نفس التركيز C و نفس الحجم V : محلول كبريتات النحاس $(Cu^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)})$ و محلول كبريتات الزنك $(Zn^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)})$. الشكل a

بعد مرور بعض دقائق ، تترسب على صفيحة الزنك قشرة حمراء فيما لون المحلول يتغير .

بعد مرور عدة ساعات ، كمية مادة الترسب تزداد ، و لون المحلول تغير كليا . الشكل b



*** استثمار :**

تغير لون المحلول ناتج عن "اختفاء" أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ و الراسب الأحمر هو النحاس الصلب $Cu_{(s)}$.

معادلة التفاعل : $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightleftarrows Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

خارج التفاعل في الحالة البدئية : $Q_{r,i} = \dfrac{\left[Zn^{2+}\right]_i}{\left[Cu^{2+}\right]_i} = \dfrac{C.V/2V}{C.V/2V} = 1$

بينما ثابتة توازن هذا التفاعل فلها رتبة قدر 10^{37} . اذن تتطور المجموعة في المنحى المباشر حيث يحدث تفاعل بين أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ و فلز الزنك $Zn_{(s)}$ ، بانتقال للكترونات . وهذا يتوافق مع الملاحظات التجريبية .

من جهة ثانية ، و حيث أن $K \gg 10^4$ يمكن اعتبار التحول كليا و نكتب معادلته على الشكل : $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

انتقال الإلكترونات من المختزل $Zn_{(s)}$ إلى المؤكسد $Cu^{2+}_{(aq)}$ يتم بطريقة تلقائية (عفوية) و مباشرة .

فكيف يمكن الإستفادة من الطاقة الداخلية للمجموعة الكيميائية خلال هذا التحول ؟

2 ـ 2) الإنتقال التلقائي غير المباشر للإلكترونات .

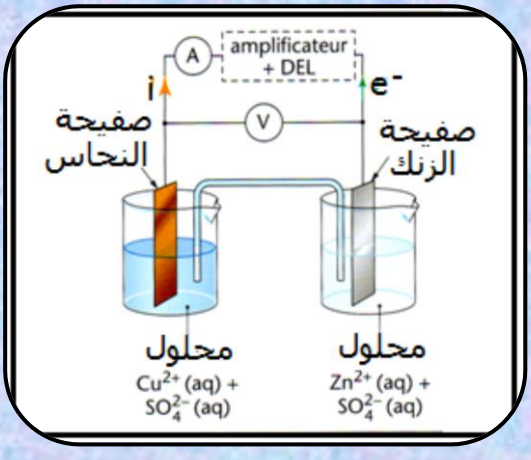
يمكن للإنتقال التلقائي للإلكترونات أن يحدث عبر دارة كهربائية خارجية . حيث نفصل بين المزدوجتين أكسدة ـ إختزال المتدخلتين في التفاعل ، و بذلك لايحدث تفاعل إلا بربطهما بواسطة " جسر " موصل .

التحول الكيميائي الذي يحدث هو نفسه في حالة الإنتقال المباشر للإلكترونات : $Cu^{2+}_{(aq)} + Zn_{(s)} \rightleftarrows Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$

Moutamadris.ma

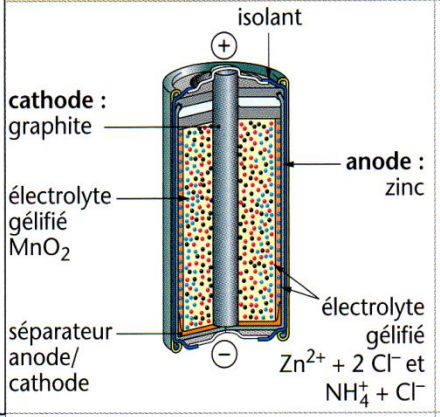
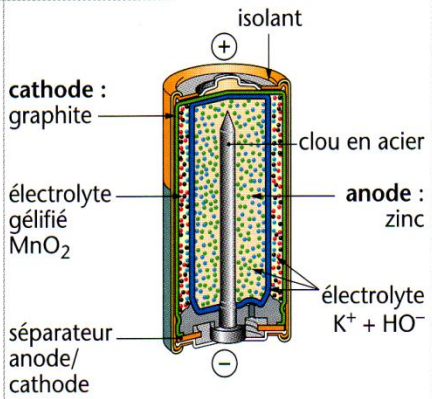
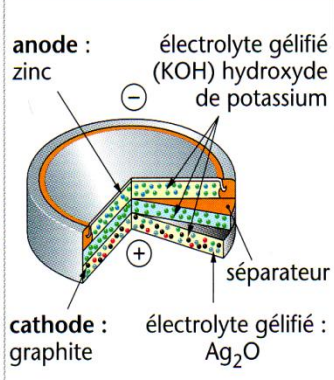
الإنتقال التلقائي غير المباشر للإلكترونات يمكن من تغذية دارة كهربائية بالتيار الكهربائي . و هذا ما يحدث خلال اشتغال الأعمدة.

نربط على التوالي أمبيرمتر ، مضخم و صمام ثنائي متألق . نصل طرف من هذا الفرع بصفيحة نحاس مصقولة مغمورة في محلول لكبريتات النحاس (II) ، فيما الطرف الآخر فنصله بصفيحة زنك مصقولة مغمورة في محلول لكبريتات الزنك .



عندما نربط بين المحلولين بواسطة قنطرة (أنبوب مملوء بمادة مجمدة agar-agar و محلول نترات البوتاسيوم $K^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)}$)، نلاحظ مرور تيار كهربائي في الدارة (الصمام يضيئ) من صفيحة النحاس نحو صفيحة الزنك : و بذلك نكون قد أنجزنا عمودا .

*** أمثلة لبعض الأعمدة المتداولة :**

	pile saline dite Leclanché	pile alcaline	pile bouton à oxyde d'argent
			
pôle ⊕	• Bâton de graphite • Électrolyte gélifié MnO_2 (dioxyde de manganèse) **Milieu acide** • Couple $MnO_2(s)/MnO(OH)(s)$	• Poudre de graphite reliée à un boîtier en acier • Électrolyte gélifié MnO_2 (dioxyde de manganèse) **Milieu très basique** • Couple $MnO_2(s)/MnO(OH)(s)$	• Poudre de graphite • Électrolyte gélifié Ag_2O (oxyde d'argent) **Milieu très basique** • Couple $Ag_2O(s)/Ag(s)$
pôle ⊖	• Plaque de zinc • Électrolyte gélifié NH_4Cl et $ZnCl_2$ • Couple $Zn^{2+}(gel)/Zn(s)$	• Poudre de zinc répartie autour d'un clou en acier • Électrolyte gélifié KOH • Couple $ZnO(s)/Zn(s)$	• Poudre de zinc • Électrolyte gélifié KOH • Couple $ZnO(s)/Zn(s)$
énergie volumique ($kJ \cdot cm^{-3}$)	0,4	0,8	1,8

يحول العمود الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية بسبب الإنتقال التلقائي و غير المباشر للإلكترونات بين مزدوجتين أكسدة ـ إختزال عبر دارة كهربائية خارجية .

Moutamadris.ma

2 ـ 3) مكونات العمود .

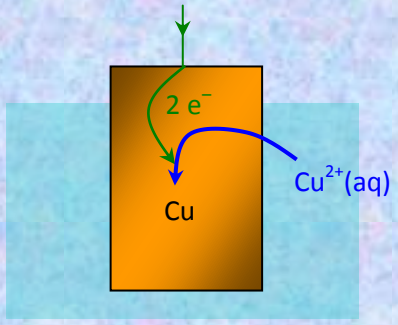
يتكون العمود من مقصورتين تسميان نصفي عمود . كل نصف عمود يحتوي على المؤكسد و المختزل لمزدوجة . نصفي العمود مرتبطين بقنطرة ملحية (أو جدار مسامي) .

2 ـ 3 ـ 1) نصف العمود .

يتكون نص عمود من سلك ، صفيحة فلزية أو قطعة غرافيت (كربون) تسمى **إلكترود** مغمورة في إلكتروليت (محلول موصل للتيار الكهربائي) .

يكون نصف عمود مقر تفاعل أكسدة أو اختزال .

تحدث تفاعلات الأكسدة و الإختزال على سطح الإلكترودات اللتان تكونان متصلتين مباشرة بالدارة الكهربائية الخارجية .



في بعض الحالات ، الإلكترود تكون أحد متفاعلات تفاعل أكسدة ـ إختزال . لكن في الحالة التي يكون فيها المؤكسد و المختزل على شكل أيوني ، الإلكترود لاتتفاعل (inerte) و تعمل فقط على انتقال الإلكترونات .

بعض الأمثلة لأنصاف الأعمدة :

	عمود دانيال:Pile Daniell		عمود لوكلانشي : Pile Leclanché	
	نصف عمود1	نصف عمود 2	نصف عمود 1	نصف عمود 2
إلكترود:Electrode	زنك (مستهلك)	نحاس	زنك(مستهلك)	كربون
الأنواع التي توجد في الإلكتروليت	$Zn^{2+}(aq)$	$Cu^{2+}(aq)$ (مستهلك)	$Zn^{2+}(gel)$	$MnO_2(s)$ (مستهلك)
المزدوجة	$Zn^{2+}(aq)/Zn(s)$	$Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$	$Zn^{2+}(gel)/Zn(s)$	$MnO_2(s)/MnO(HO)(s)$

2 ـ 3 ـ 2) القنطرة الملحية .

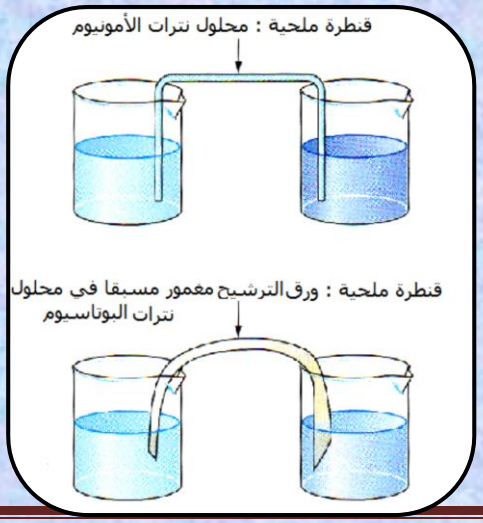
تحتوي القنطرة الملحية على إلكتروليت . تلعب القنطرة الملحية دورين أساسيين :

ـ غلق الدارة الكهربائية مما يمكن من مرور التيار الكهربائي .

ـ الحفاظ على الحياد الكهربائي لنصفي العمود .

الإلكتروليتات المستعملة عادة هي نترات البوتاسيوم $(K^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)})$ ، نترات الأمونيوم $(NH^+_{4(aq)} + NO^-_{3(aq)})$ أو كلورور البوتاسيوم $(K^+_{(aq)} + C\ell^-_{(aq)})$ ؛ يتم اختيار الإلكتروليت بحيث لا تؤثر أنواعه الأيونية على تفاعل أكسدة ـ إختزال الخاص بالعمود .

القنطرة الملحية تكون على شكل أنبوب من الزجاج به إلكتروليت مجمد (بواسطة مادة تسمى بالفرنسية agar-agar) ؛ يمكن إنجاز قنطرة ملحية بسيطة و ذلك باستعمال ورق ترشيح مغمور مسبقا في محلول إلكتروليتي .



Moutamadris.ma

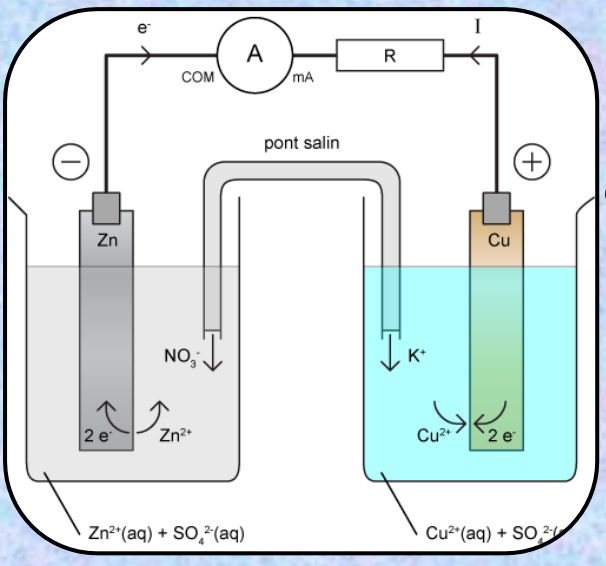
3) اشتغال العمود .

3 ـ 1) التفاعلات التي تحدث جوار الإلكترودين :

نميز نوعين من الإلكترودات حسب التفاعل الذي يحدث على سطحها ز

. الآنود : تكون مقر تفاعل الأكسدة (أكسدة أنودية)

.الكاتود : تكون مقر تفاعل إختزال (إختزال كاتودي)



*** مثال : عمود دانيال .**

تتأكسد درات الزنك حسب نصف المعادلة : $Zn_{(s)} \rightleftarrows Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

إذن صفيحة الزنك تمثل الآنود .

تختزل أيونات النحاس حسب نصف المعادلة : $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightleftarrows Cu_{(s)}$

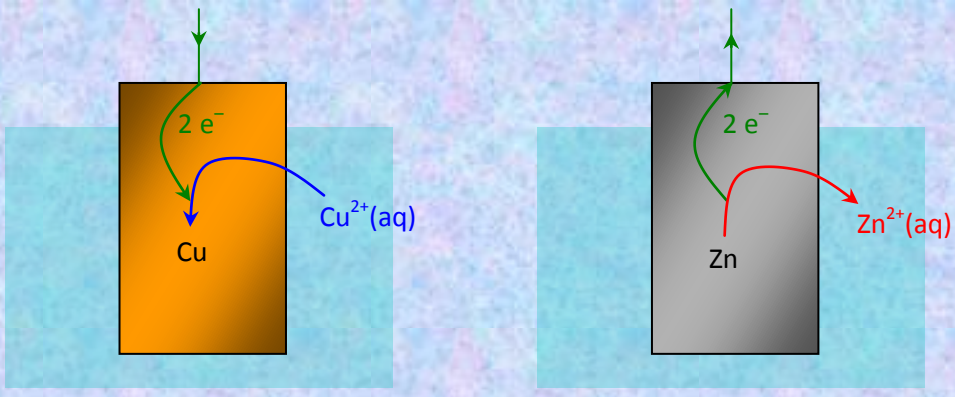
ومنه فإن صفيحة النحاس هي الكاتود .

نذكر أن هذه التفاعلات هي التفاعلات التلقائية الحاصلة بين المزدوجتين المتدخلتين في التفاعل .

3 ـ 2) قطبية الإلكترودين و منحى إنتقال الإلكترونات .

خلال اشتغال العمود ، الآنود (أكسدة : فقدان الإلكترونات) تمثل القطب السالب (ـ) و الكاتود تمثل القطب الموجب (+).

في الدارة الكهربائية الخارجية، تنتقل الإلكترونات من الآنود نحو الكاتود .



اختزال **أكسدة**

أنود عمود دانيال هي إلكترود الزنك : تمثل إذن القطب السالب ، حيث تتحرر إلكترونات من هذه الإلكترود نتيجة أكسدة الزنك.

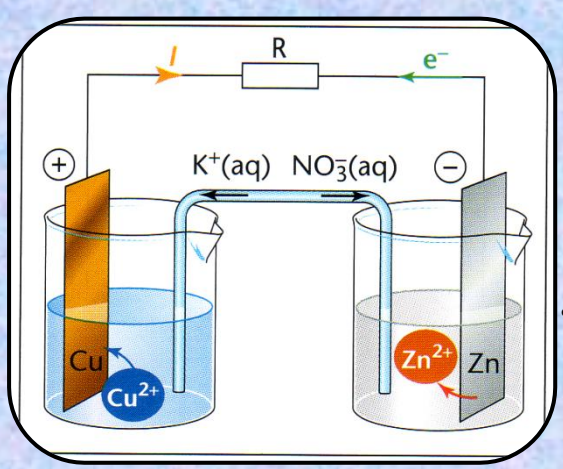
هذه الإلكترونات تنتقل عبر الدارة الكهربائية نحو القطب الموجب (+) أي إلكترود النحاس حيث تستهلك خلال اختزال أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$.

3 ـ 3) حركة حملة الشحنة .

تنتقل الإلكترونات في الإلكترودين و الدارة الكهربائية الخارجية ، من الآنود إلى الكاتود .

كاتيونات القنطرة الملحية تنتقل نحو نصف العمود الكاتودي و الأنيونات نحو نصف العمود الآنودي .

تختزل أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ عند سطح صفيحة النحاس نتيجة وصول الإلكترونات عبر الدارة الخارجية . لضمان الحياد الكهربائي للإلكتروليت الذي يفقد أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ ، كاتيونات القنطرة الملحية تنتقل نحو هذه المقصورة (نصف عمود). بينما أنيونات القنطرة تنتقل نحو نصف العمود الأنودي حيث إلكتروليت هذه المقصورة يكتسب الكاتيونات $Zn^{2+}_{(aq)}$.



Moutamadris.ma

3 ـ 4) التبيانة الإصطلاحية للعمود .

إذا كان العمود يتكون من المزدوجة $M_{1(s)} / M^{n+}_{1(aq)}$ عند الكاتود و المزدوجة $M_{2(s)} / M^{n'+}_{2(aq)}$ عند الآنود فإن التبيانة الغصطلاحية لهذا العمود هي : $\ominus \; M_{2(s)} \left| M^{n'+}_{2(aq)} \right\| M^{n+}_{1(aq)} \left| M_{1(s)} \right. \; \oplus$

الخط المضاعف (المزدوج) بين نصفي العمود يرمز للقنطرة الملحية .
القطب الموجب + يكون دائما على يمين التبيانة الاصطلاحية .
القطب السالب - يكون دائما على يسار التبيانة الاصطلاحية .

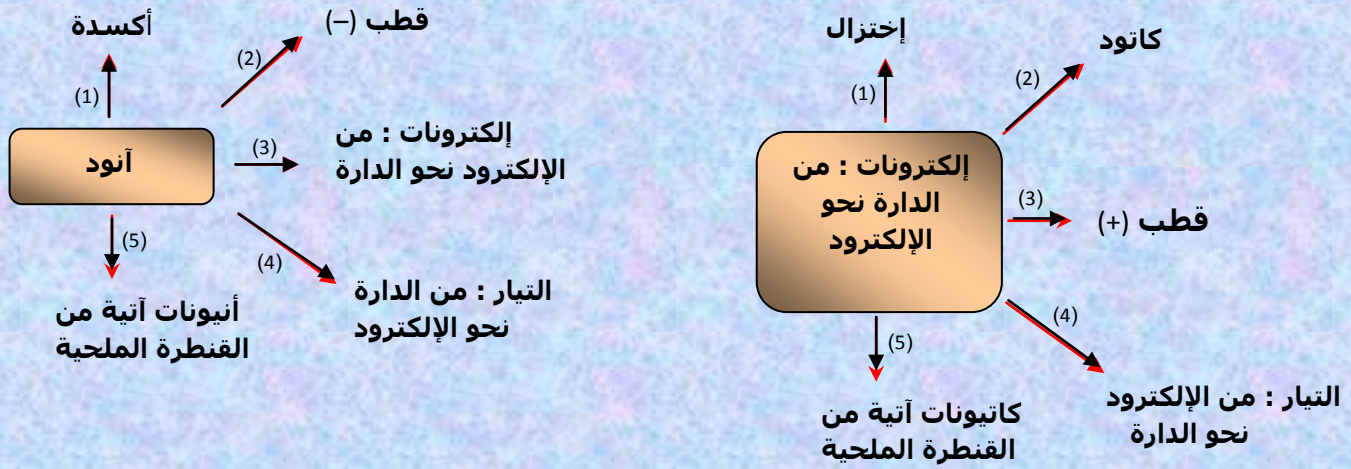
مثلا عمود دانيال له التبيانة الاصطلاحية التالية : $\ominus \; Zn_{(s)} \left| Zn^{2+}_{(aq)} \right\| Cu^{2+}_{(aq)} \left| Cu_{(s)} \right. \; \oplus$

القراءة البسيطة لتبيانة العمود تعطي معلومات حول المزدوجتين المتدخلتين في التحول الكيميائي الذي يشتغل على أساسه العمود . و كذا منحى حملة الشحنة الكهربائية ثم قطبيه .

* **ملحوظة :** التبيانة الغصطلاحية لعمود تحدد طبيعة الإلكترودين و كذا الإلكتروليت ، رغم أنها أحيانا لا تشارك في التفاعل . مثلا بالنسبة لعمود لوكلانشي الذي يتوفر على إلكترود من الكربون لا تشارك في التفاعل ، حيث التبيانة الاصطلاحية لهذا العمود هي : $Zn(s)/ZnCl_2(gel),NH_4Cl(gel) \; || \; NH_4Cl(gel),MnO_2(s)/C(s)$

3 ـ 5) تفسير اشتغال عمود .

كل مظاهر اشتغال عمود (التفاعلات التي تحدث جوار الإلكترودات ، أقطاب العمود ، منحى التيار الكهربائي و منحى حملة الشحنة) مرتبطة فيما بينها . حيث أن معرفة مميزة واحدة للعمود تمكن من استنتاج المميزات الأخرى .



إذا أتت الإلكترونات من الدارة نحو إلكترود ، فإن هذه الإلكترود تكون مقر تفاعل إختزال (1) ، و بذلك فهي كاتود (2) و القطب الموجب للمولد (3) ، التيار يخرج من هذه الإلكترود نحو الدارة (4) . في القنطرة الملحية ، تنتقل الكاتيونات نحو نصف العمود الذي به هذه الإلكترود (5) .	إذا كانت الإلكترود هي الآنود ،فإنها تكون مقر تفاعل أكسدة (1)، حيث تمثل القطب السالب (ـ) للمولد(العمود) (2)، تخرج الإلكترونات من هذه الإلكترود متجهة نحو الدارة (3) ، بينما التيار الكهربائي فهو يأتي إليها (4) ، في القنطرة الملحية ، تنتقل الأنيونات نحو نصف العمود الذي يحتوي على هذه الإلكترود

* **مثال :** في عمود دانيال ، صفيحة الزنك تلعب دور القطب (ـ) ، فهي إذن الآنود حيث تكون مقر تفاعل أكسدة الزنك . بينما صفيحة النحاس فتلعب دور القطب (+) ، فهي إذن الكاتود حيث تكون مقر إختزال أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$. التبيانة الإصطلاحية لعمود دانيال هي : (+) $Zn(s)/Zn^{2+}(aq) \; || \; Cu^{2+}(aq)/Cu(s)$ (ـ)

معادلة تفاعل أكسدة ـ إختزال : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightleftarrows Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

الإلكترونات تنتقل في الدارة الكهربائية من صفيحة الزنك نحو صفيحة النحاس . كاتيونات القنطرة الملحية تنتقل نحو نصف العمود الذي به صفيحة النحاس ، و الأنيونات نحو صفيحة الزنك .

4) العمود خلال اشتغاله ، دائما مجموعة لا توجد في حالة توازن .

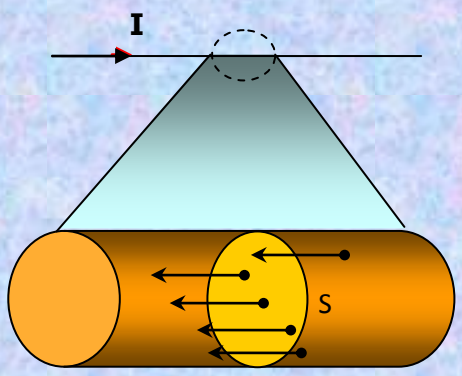
4 ـ 1) تطور المجموعة الكيميائية خلال اشتغال العمود .

خلال اشتغال العمود ، يكوّن مجموعة خارج التوازن . حيث يكون مقر تفاعل أكسدة ـ إختزال تلقائي يؤول نحو حالة التوازن ، و هي الحالة التي يكون فيها العمود قد استهلك كليا (تنعدم شدة التيار الكهربائي).

Moutamadris.ma

4 ـ 2) الدراسة الكمية .

إذا افترضنا أن N إلكترون قد مرت عبر المقطع S لسلك موصل خلال المدة الزمنية Δt ، فإن شدة التيار الكهربائي المستمر تعرف بكونها صبيب الشحنات الكهربائية ، حيث نعبر عن ذلك بالعلاقة :



$$I = \frac{N\,e}{\Delta t}$$

نعرف كمية الكهرباء التي تعبر المقطع S خلال المدة Δt ب :

$$Q = N.e$$

و منه :

$$Q = I.\Delta t$$

هذه الكمية من الكهرباء تنتج من طرف العمود (المولد) .

لدينا : $N = n(e^-).N_A$ مع $n(e^-)$ كمية مادة الإلكترونات المنتقلة بين نصفي العمود و N_A ثابتة أفوكادرو .

أي أن : $Q = n(e^-).N_A.e$

الجداء $N_A.e$ ثابتة تسمى ثابتة فرداي ، رمزها F . و هي تمثل القيمة المطلق لشحنة مول من الإلكترونات :

$$1F = N_A.e = 6,02x10^{23}.1,60x10^{-19} = 9,65x10^4\,C.mo\ell^{-1}$$

نستنتج إذن :

$$I = \frac{n(e^-).F}{\Delta t}$$

*** تطبيق :**

يشتغل عمود دانيال خلال المدة الزمنية $\Delta t = 30\,min$ ، شدة التيار الكهربائي تساوي $10,0mA$.

أحسب كمية مادة الإلكترونات المنتقلة .

$$n(e^-) = \frac{I\,\Delta t}{F} = \frac{10,0.10^{-3}\times 30\times 60}{96500} = 1,9.10^{-4}\,mol$$

4 ـ 3) حصيلة المادة في عمود .

جدول تقدم المجموعة الكيميائية المدروسة يمكن من إيجادعلاقة بين شدة التيار I ، كميات المادة للأنواع الكيميائية المتكونة أو المستهلكة و مدة الإشتغال Δt .

*** مثال :**

يمنح عمود دانيال موصلا أوميا خلال 24 ساعة تيارا كهربائيا مستمرا شدته $20mA$.

يشتغل العمود بمحلول لكبريتات النحاس حجمه $200mL$ و تركيزه المولي من أيونات النحاس (II) $\left[Cu^{2+}\right] = 5,0x10^{-2}\,mo\ell.\ell^{-1}$.

أحسب تغير الكتلة Δm لصفيحة النحاس .

نصف معادلة التفاعل		$Cu^{2+}(aq)$ +	$2\,e^-$ ⇄	$Cu(s)$
حالة المجموعة	التقدم	$n(Cu^{2+})$	$n(e^-)$	$n(Cu)$
الحالة البدئية	0	$1,0.10^{-2}$	$n(e^-)$	$n_i(Cu)$
الحالة الوسيطية	x	$1,0.10^{-2} - x$	$n(e^-) - 2\,x$	$n_i(Cu) + x$
الحالة النهائية	x_f	$1,0.10^{-2} - x_f$	$n(e^-) - 2\,x_f$	$n_i(Cu) + x_f$

بعد مرور $24h$ ، كمية مادة النحاس المتكون تساوي x_f و كتلة إلكترود النحاس تزداد ب $\Delta m = x_f.M(Cu)$

مع $M(Cu) = 63,5g.mo\ell^{-1}$ الكتلة المولية الذرية للنحاس .

كمية مادة الإلكترونات المنتقلة من إلكترود النحاس إلى إلكترود الزنك هي : $n(e^-) = 2x_f$

حسب تعريف شدة التيار الكهربائي لدينا :

$$2\,x_f = \frac{I\,\Delta t}{F}$$

Moutamadris.ma

و منه نستنتج التعبير الحرفي : $\Delta m = \dfrac{I\,\Delta t\,M(Cu)}{2F}$

تطبيق عددي : $\Delta m = \dfrac{20.10^{-3}\times(24\times 3600)\times 63,5}{2\times 96500} = 0,57\,g$

4 ـ 4) كمية الكهرباء القصوية الممنوحة من طرف عمود .

يصل العمود إلى حالة التوازن عندما يستهلك كليا $(I_{éq}=0)$. نرمز لكمية مادة الإلكترونات المنتقلة تلقائيا من الآنود نحو الكاتود ب $n(e^-)_{max}$. و نرمز ب Q_{max} لكمية الكهرباء القصوية التي يمنحها العمود للدارة خلال كل مدة الإشتغال Δt_{max} .

نحسب Q_{max} انطلاقا من العلاقتين التاليتين :

$$Q_{max} = I\,\Delta t_{max}$$
$$Q_{max} = n(e^-)_{max}\,F$$

*** تطبيق :**

علما أن أيونات $Cu^{2+}_{(aq)}$ متفاعل محد خلال اشتغال عمود دانيال . و اعتمادا على ثابتة التوازن المقرونة بالتفاعل الحاصل $K = 5x10^{36}$.

أحسب كمية الكهرباء القصوية الممنوحة من طرف العمود للدارة ، ثم استنتج مدة الإشتغال القصوية Δt_{max} .

نعطي : شدة التيار الكهربائي $I = 20mA$ و كمية المادة البدئية لأيونات Cu^{2+} : $n_i(Cu^{2+}) = 1,0x10^{-2}\,mol$

نصف معادلة التفاعل		$Cu^{2+}(aq)$ +	$2\,e^-$ =	$Cu(s)$
حالة المجموعة	التقدم	$n(Cu^{2+})$	$n(e^-)$	$n(Cu)$
الحالة البدئية	0	$1,0.10^{-2}$	$n(e^-)_{max}$	$n_i(Cu)$
خلال التفاعل	x	$1,0.10^{-2} - x$	$n(e^-)_{max} - 2\,x$	$n_i(Cu) + x$
الحالة النهائية	x_f	$1,0.10^{-2} - x_f = 0$	$n(e^-)_{max} - 2\,x_f = 0$	$n_i(Cu) + x_f$

نستنتج أن : $x_f = 1,0x10^{-2}\,mol$

بالنسبة لكمية مادة الإلكترونات : $n(e^-)_{max} = 2x_f = 2,0x10^{-2}\,mol$

و منه : $Q_{max} = n(e^-)_{max}.F = 1,9x10^3\,C$

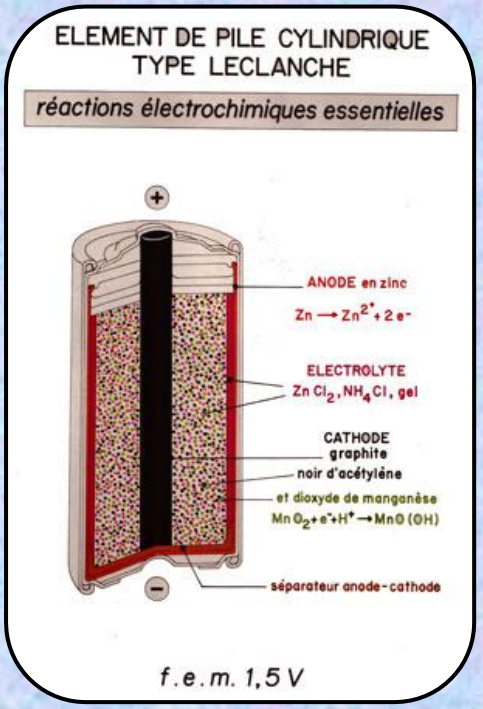
شدة التيار الكهربائي المار بالدارة الخارجية للعمود : $I = \dfrac{Q_{max}}{\Delta t_{max}}$

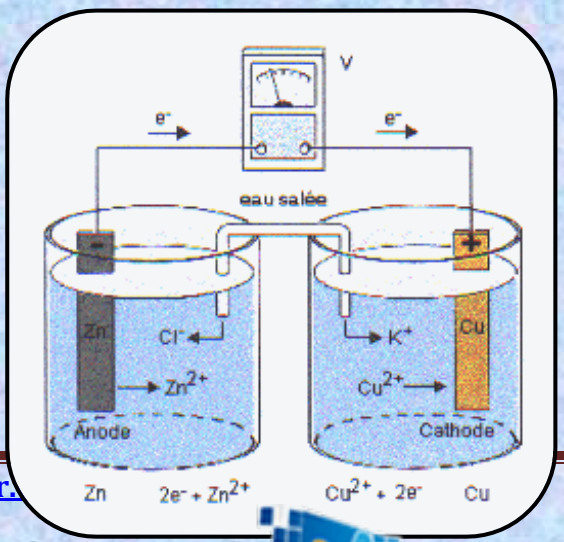
نستنتج : $\Delta t_{max} = \dfrac{Q_{max}}{I} = \dfrac{1,9.10^3}{20.10^{-3}} = 9,7.10^4\,s$

يشتغل العمود تقريبا 27h : $\dfrac{9,7x19^4}{3600} = 26,9444 \simeq 27$

5) القوة الكهرومحركة للعمود :

يمثل فرق الجهد بين قطبي العمود (عندما لايشتغل $I=0$) القوة الكهرومحركة E للعمود . يمكن قياسها بواسطة جهاز الفولطمتر قيمتها تتعلق بطبيعة المزدوجات المتدخلة ن تركيز المتفاعلات و تركيز النواتج .





Moutamadris.ma