

تجربة رقم (١٠)

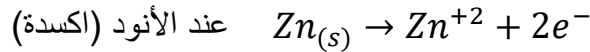
تعيين الثوابت الترموديناميكية لخلية دانيال

الغرض من التجربة :

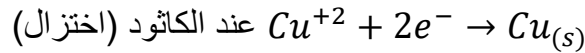
- ١- قياس القوة الدافعة الكهربائية لخلية دانيال.
- ٢- حساب ΔS ، ΔH ، ΔG من قياس القوة الدافعة الكهربائية بدرجات حرارية مختلفة لخلية دانيال.

النظرية:

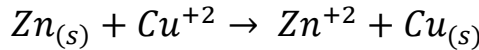
خلية دانيال عبارة عن خلية فولتائية تتكون من قطبين احدهما قطب الزنك (لوح من الزنك مغمور في محلول كبريتات الزنك) وقطب النحاس (لوح من النحاس مغمور في محلول كبريتات النحاس) ويفصل بين القطبين حاجز مسامي او جسر ملحي (انبوبة على شكل حرف U تملأ بمحلول مشبع من كلوريد البوتاسيوم او نترات البوتاسيوم يسمح بتبادل الأيونات لتبقى المحاليل في حالة اتزان)، وعند توصيل القطبين بأسلاك خارجية فإن الخارصين يتآكل وتتحوّل ذراته المتعادلة الى أيونات حيث تفقد كل ذرة الكترونين وتسمى هذه العملية أكسدة



اما ايونات النحاس الموجودة في المحلول تكتسب الإلكترونات وتتحوّل الى الحالة المعدنية وترسب على قطب النحاس وتسمى هذه العملية اختزال



والتفاعل العام لخلية دانيال



ان الأيونات الناتجة بواسطة قطب الخارصين (Zn^{+2}) تحتاج الى ايونات سالبة لتعادل الشحنات الموجبة، وبالمقابل يحدث العكس تماماً في محلول النحاس التي تصبح شحيحة بالأيونات الموجبة وتحتاج الى ايونات موجبة لتعادل ايونات الكبريتات السالبة (SO_4^{-2}) ويقوم الجسر الملحي بتزويد المحلول بالأيونات التي تحتاجها فعندما يكون المحلول الملحي هو كلوريد البوتاسيوم فانه عندما تعمل خلية دانيال تهاجر ايونات الكلور السالبة الى محلول الخارصين، وتهاجر ايونات البوتاسيوم الموجبة الى محلول النحاس.

ومن حساب القوة الدافعة الكهربائية لهذه التفاعلات يمكن حساب بعض الدوال الترموديناميكية منها التغير بالانتالبي والتغير بالانتروبي، حيث ان التغير في الطاقة الحرة لأي عملية والتغير في المحتوى الحراري لهذه العملية يحدد من معادلة (Gibbs- Helmholtz Equation) عند نفس درجة الحرارة.

$$\Delta H = \Delta G + T\Delta S$$

حيث ان التغير في الطاقة الحرة (ΔG) يساوي:

$$\Delta G = -zFE$$

عندما نعبر عن E بالفولت و F بالكولوم تكون ΔH بالجول

وللتحويل من الجول الى السرعة نقسم على 4.184 ($1 \text{ cal}=4.184\text{J}$) حيث ان التغير في الانتروبي (ΔS) يساوي:

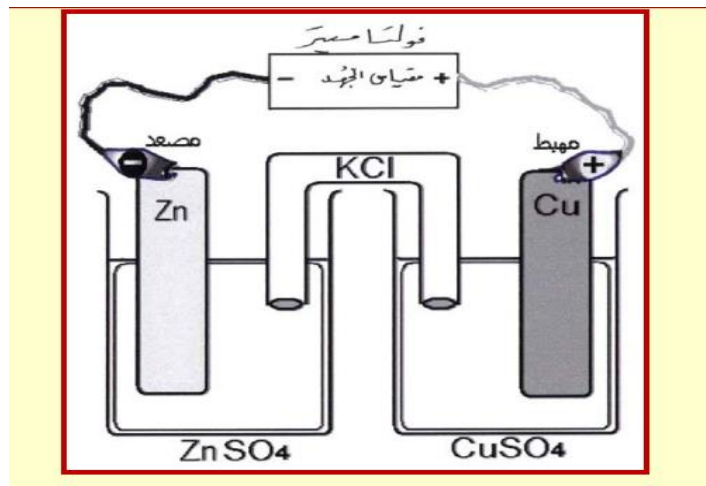
$$\Delta S = zF \left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)$$

حيث ان $\left(\frac{\partial E}{\partial T} \right)$: المعامل الحراري للخلية ويعبر عن معدل التغير في القوة الدافعة الكهربائية بالنسبة لدرجة الحرارة ووحداته فولت / كلفن

F: ثابت فراداي ويساوي 96500 coulomb ، Z: تمثل عدد الألكترونات المشتركة في التفاعل
T: تمثل درجة الحرارة المطلقة.

طريقة العمل

- ١- حضر شريحتين من النحاس والخرصين لتمثيل الأقطاب في التجربة.
- ٢- حضر محلولين من كبريتات النحاس وكبريتات الخرصين بتركيز (0.1 M) لكل منهما.
- ٣- خذ دورقين نظيفين وضع في الدورق الأول الى ثلثيه تقريباً كبريتات الخرصين وضع في الدورق الثاني الى ثلثيه تقريباً كبريتات النحاس.
- ٤- اغمس كل من قطب النحاس في محلول كبريتات النحاس وقطب الخرصين في محلول كبريتات الخرصين.
- ٥- املاً الجسر الملحي بمحلول كلوريد البوتاسيوم المشبع وقم بسد فتحتيه بواسطة القطن مع محاولة التخلص من أي فقاعات قد تنشأ اثناء عملية الملء.
- ٦- وصل بين المحلولين بواسطة الجسر الملحي بحيث يكون أحد طرفيه مغموراً بمحلول كبريتات الخرصين والطرف الثاني مغموراً في محلول كبريتات النحاس.
- ٧- باستخدام اسلاك خارجية وصل طرف كل قطب بمقياس الجهد (فولتمتر) مع تجنب ان تلامس اسلاك التوصيل المحاليل كما مبين في الشكل التالي:



٧- نظم درجة حرارة الحمام المائي عند درجة 30°C ، اغمس خلية دانيال في الحمام المائي ثم قس القوة الدافعة الكهربائية بعد الوصول الى درجة الحرارة المطلوبة.

٨- ابدأ بزيادة درجة حرارة الحمام المائي كل عشرة درجات أي $(30, 40, 50, 60, 70)^{\circ}\text{C}$ ، ثم اقرأ القوة الدافعة الكهربائية لكل درجة.

٩- ابدأ تخفيف درجة حرارة الحمام المائي كل عشرة درجات اي $(30, 40, 50, 60, 70)^{\circ}\text{C}$ وقرأ E كل مرة .

١٠- رتب النتائج كما في الجدول التالي:

معدل جهد الخلية	جهد الخلية عند نقصان درجة الحرارة	جهد الخلية عند زيادة درجة الحرارة	درجة الحرارة T (K)

١١ - ارسم بيانياً معدل جهد الخلية مقابل درجة الحرارة ثم جد ميل المستقيم الذي يساوي $(\frac{\partial E}{\partial T})$

١٢- احسب قيمة $\Delta S, \Delta H, \Delta G$ بالجول والسعرة عند درجة حرارة 30°C فقط.