

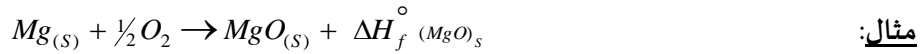


## العمل التطبيقي الخامس

### تعيين الإنطالبي القياسي لتشكل أكسيد المغنيزيوم بتطبيق قانون هيس Détermination de l'enthalpie standard de formation de l'oxyde de magnésium par l'application de la loi de Hess

#### -I- الجزء النظري:

التغير في الإنطالبي القياسي لتشكل جسم (  $\Delta H_f^\circ$  ) هو حرارة تشكل هذا الجسم من عناصره الأساسية عند شروط قياسية .



حيث:  $\Delta H_f^\circ (MgO)_s = -601,8 (kJ / mole)$  ( عند شروط نظامية )

لمثل هذا التفاعل الكيميائي، يمكن التعبير عن التغير في الإنطالبي بدلالة فقط الحالة الابتدائية (المتفاعلات) و الحالة النهائية (النواتج) لأنها دالة حالة. كما يمكن تعيينها عن طريق مراحل وسيطة (تفاعلات جزئية réactions partielles) من غير أن تكون بالضرورة محققة تجريبيا بالاعتماد على قانون يدعى بقانون هاس.

قانون هاس (Loi de Hess (1802-1850)): "عندما يكون تفاعل كيميائي عبارة عن مجموع عدة تفاعلات جزئية، فإن حرارة هذا التفاعل ( $\Delta H_r$ ) هو مجموع حرارة التفاعلات الجزئية أي  $\Delta H_R = \sum \Delta H_i$  ."

#### -II- الجزء العملي:

1. مبدأ التجربة: تعتمد هذه التجربة على تحقيق مبدأ حفظ الطاقة الحرارية المطبقة في الأنظمة المعزولة (مسعر)، حيث يمكن بطريقة غير مباشرة وبالاعتماد على سلسلة من التفاعلات الجزئية، تعيين حرارة تشكل أكسيد المغنيزيوم  $MgO_{(S)}$ .
2. الهدف من التجربة: حساب التغير في الإنطالبي القياسي  $\Delta H_f^\circ (MgO)_s$  أو حرارة تشكل أكسيد المغنيزيوم باستخدام قانون هيس.
3. أدوات التجربة و موادها:  
- مسعر- مقياس حرارة - بوتقة - ملعقة مخبريه - مخبار مدرج (50ml) - ميزان إلكتروني .  
- أكسيد المغنيزيوم  $MgO_{(S)}$  - المغنيزيوم  $Mg_{(S)}$  - محلول حمض كلور الهيدروجين  $(HCl)_{aq}$  بتركيز 1 mole/L - ماء مقطر.
4. خطوات التجربة: التجربة تنقسم إلى جزئين:

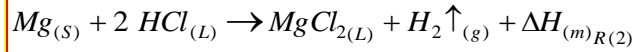


للـ بواسطة مخبار مدرج، قم بقياس حجم قدره 50ml من محلول حمض كلور الهيدروجين  $(HCl)_{(l)}$  ثم أفرغه في المسعر، أغلق

المسعر جيدا ثم سجل درجة الحرارة الابتدائية  $T_i$  .



للـ بعد لبس قفاز، قم بوزن كمية قدرها 0,5 g من أكسيد المغنيزيوم ثم أفرغها في المسعر (إضافة كمية  $MgO_{(S)}$  إلى محلول حمض


كلور الماء) وأغلقه جيدا، رج المزيج بحذر ثم سجل درجة الحرارة النهائية  $T_f$  عند ثبوتها.



الجزء الثاني: تحقيق التفاعل ②

### ملاحظات هامة

مادة المغنيزيوم شديدة الالتهاب  (Très inflammable (F+)) مع الماء أو الرطوبة، لهذا يجب استعمال المادة بحذر عند وزنها 

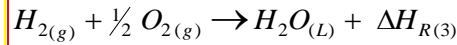
وهذا بمسح البوتقة والمعلقة المخبرية جيدًا بمنديل ورقي. 

هذا الجزء من التجربة ينجز تحت ساحة الغازات  (يحدث انطلاق لغاز الهيدروجين). استعمال قفل مسعر ذو فتحتين (فتحة لخروج غاز الهيدروجين والأخرى لغمس مقياس الحرارة).

بواسطة مخبر مدرج، قم بقياس حجم قدره 50ml من حمض كلور الهيدروجين  $(HCl)_{(l)}$  ثم أفرغه في المسعر، أغلق المسعر جيدًا ثم سجل درجة الحرارة الابتدائية  $T_i'$ .

بعد لبس قفاز، قم بوزن كمية قدرها 0,5 g من المغنيزيوم ثم أفرغها في المسعر (إضافة كمية  $Mg_{(s)}$  إلى محلول حمض كلور الهيدروجين) وأغلقه جيدًا، رج المزيج بحذر ثم سجل درجة الحرارة النهائية  $T_f'$  عند ثبوتها.

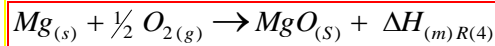
للتذكير: بإهمال سعة المسعر، الجمل المدروسة هي - محلول حمض كلور الهيدروجين + أكسيد المغنيزيوم.  
- محلول حمض كلور الهيدروجين + المغنيزيوم.



لدينا: التفاعل ③

$$\Delta H_{(m)R(3)} = -285,8 \text{ (kJ / mole)} \quad \text{à } 25^\circ C \text{ حيث}$$

للحصول على معادلة تشكل أكسيد المغنيزيوم  $MgO_{(s)}$  من عناصره الأساسية يمكن قلب التفاعل الأول ثم جمع المعدلات الثلاث



فنحصل على التفاعل ④ :

$$\Delta H_{(m)R(4)} = \Delta H_{R(f)}^\circ (MgO)_S = \sum \Delta H_i = \Delta H_{(m)R(1)} + \Delta H_{(m)R(2)} + \Delta H_{(m)R(3)} \quad \text{و حسب قانون قانون Hess :}$$