

## الفصل الرابع السعة الحرارية والمسعر الحراري

### الحرارة النوعية للمادة

هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة بمقدار درجة مئوية واحدة.

وحداتها في النظام الدولي هي (جول/كيلوجرام/كلفن)، وحدة قياسها هي: جول / (كجم . م) أو جول / (كجم . كلفن).

وسبب اختلاف الحرارة النوعية من مادة إلى أخرى يعود إلى مدى تراص وترايط ذرات المادة ومن ثم قدرتها على توصيل الحرارة. فعلى سبيل المثال: ذرات الحديد تكون مترابطة بشكل نظام بلوري مكعب، وعند تسخينه تنتقل الحرارة بين أجزائه بسرعة وبسهولة وتزداد اهتزازات الذرات وترتفع درجة حرارته التي هي تعبير عن حركة اهتزازات الذرات فيه. أما في حالة الماء فإن جزيئات الماء ليست مترابطة بنفس الشدة حيث توجد في الحالة السائلة ولا هي مترابطة بل تتحرك بحرية كبيرة لذلك يكون توصيل الحرارة فيما بينها أضعف وتحتاج إلى قدر أكبر من الحرارة.

فإذا أخذنا كتلتين متساويتين من الماء والزيت وقمنا بتسخين كل منهما لفترة متساوية بنفس اللهب فإننا نلاحظ بعد فترة أن درجة الحرارة الماء تكون أقل بكثير من درجة حرارة الزيت وهذا يعني أن للماء سعة حرارية أكبر من السعة الحرارية للزيت. ولذلك نقول أن الحرارة النوعية للماء أكبر من الحرارة النوعية للزيت.

تزداد درجة حرارة الماء بمعدل نحو 4180 جول / كيلوجرام بالتسخين حتى تصل إلى 100 درجة مئوية، عندئذ تسود حرارة التبخير وهي كمية الحرارة بالجول

التي يحتاجها 1 كيلوجرام من الماء ليتحول من الحالة السائلة إلى الحالة الغازية (بخار).

### الحرارة النوعية للماء

كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من الماء درجة مئوية واحدة. وهى قيمة ثابتة مقدارها  $(1 \text{ Cal.gm.}^\circ\text{C})$  أو  $(4.184 \text{ J.gm.}^\circ\text{C})$ . فإذا أخذنا كتلتين متساويتين من الماء والزيت وقمنا بتسخينهما لفترة متساوية بنفس اللهب فإننا نلاحظ بعد فترة أن درجة الحرارة الماء تكون أقل بكثير من درجة حرارة الزيت وهذا يعنى أن للماء سعة حرارية أكبر من السعة الحرارية للزيت. ولذلك نقول أن الحرارة النوعية للماء أكبر من الحرارة النوعية للزيت.

وسبب اختلاف الحرارة النوعية من مادة إلى أخرى يعود إلى مدى تراص وترابط ذرات المادة ومن ثم قدرتها على توصيل الحرارة. فلى سبيل المثال: ذرات الحديد تكون مترابطة بشكل جيد بحيث عند تسخينه تنتقل الحرارة بين أجزائه بسرعة ومن ثم ترتفع درجة حرارته بسرعة أيضاً، أما في حالة الماء فان جزيئات الماء ليست مترابطة بنفس الشدة ولا هي مترابطة بل تتحرك بحرية كبيرة لذلك يكون توصيل الحرارة فيما بينها أضعف وتحتاج إلى قدر أكبر من الحرارة.

### السعة الحرارية والحرارة النوعية

السعة الحرارية: Heat Capacity هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة كمية معينة من المادة درجة مئوية واحدة.

الحرارة النوعية: Specific Heat هي كمية الطاقة اللازمة لرفع درجة حرارة جرام واحد من المادة درجة مئوية واحدة.

س- ما المقصود بأن الحرارة النوعية للماء تساوي 4.18 جول/جم.م<sup>5</sup> ؟

ج- المقصود بأن الحرارة النوعية للماء تساوي 4.18 جول/جم.م 5 هو أن الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة 1 جم من الماء درجة مئوية واحدة تساوي 4.18 ك/جول.

العلاقة بين الحرارة النوعية وكمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة  
الحرارة النوعية = كمية الطاقة المكتسبة أو المفقودة = جول/جم.م 5  
= كتلة الجسم × التغير في درجة الحرارة

ملاحظة هامة

تعتمد الحرارة النوعية للمادة على مقدار الطاقة المكتسبة أو المفقودة، فمثلاً: ترتفع درجة حرارة المادة بشكل أكبر عندما تكون الحرارة النوعية للمادة صغيرة.

مثال:

الحرارة النوعية للرصاص 0.129 جول/جم.م 5، بينما الحرارة النوعية للحديد 0.449 جول/جم.م 5، فأَيُّ منهما يمكن أن ترفع درجة حرارته بشكل أكبر، ولماذا؟

الحل:

الرصاص ترفع درجة حرارته بشكل أكبر؛ لأن الحرارة النوعية للرصاص أقل من الحرارة النوعية للحديد.

### السعة الحرارية (C) Heat Capacity

تعنى السعة الحرارية لنظام سعته لامتناهات حرارة وتخزين الطاقة. فعندما يمتص النظام حرارة، فإن جميع جزيئاته وذراته تصبح في حركة كينماتيكية. وهذه تزيد من طاقته الحركية، مما يتسبب في ارتفاع درجة حرارة النظام.

إذا كانت كمية الحرارة الممتصة "q" بواسطة مادة كتلتها "m"، فإن درجة الحرارة ترتفع من "T<sub>1</sub>" إلى "T<sub>2</sub>". وفي هذه الحالة، فإن السعة الحرارية (C) تعطى بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{m(T_2 - T_1)}$$

وتعرف السعة الحرارية (C) للنظام، بأنها: هي كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة وحدة الكتلة من المادة درجة مئوية واحدة. ووحداتها (Cal/°C) أو (J/°C). ويمكن التعبير عنها رياضياً بالعلاقة:

$$C = q/dT$$

أي أنها: "الحرارة الممتصة لوحد الكتلة والتي تسبب ارتفاع درجة حرارة النظام بمقدار درجة واحدة".

العلاقة بين السعة الحرارية والحرارة النوعية

السعة الحرارية = كمية الطاقة الحرارية (I)

مقدار التغير في درجة الحرارة

الحرارة النوعية = كمية الطاقة الحرارية (II)

كتلة الجسم × مقدار التغير في درجة الحرارة

بالتعويض عن قيمة السعة الحرارية في المعادلة (II)

الحرارة النوعية = السعة الحرارية

كتلة المادة

التفاعلات الكيميائية وحرارة التفاعل

عرفنا سابقاً أن التفاعلات الكيميائية يصاحبها تغيرات حرارية أما امتصاص للطاقة الحرارية أو انبعاثها.

العوامل التي تتوقف عليها التغيرات الحرارية (حرارة التفاعل):

1- طبيعة المواد المتفاعلة والنواتج [حالة المواد] صلبة - سائلة - غازية.

2- كمية الطاقة المختزنة في المادة (المحتوى الحراري).

## السعة الحرارية الجزيئية

وفى حالة ما إذا اعتبرنا أن الكتلة "m" تساوى مول واحد، فإن السعة الحرارية تسمى فى هذه الحالة بـ "السعة الحرارية الجزيئية"، والتي تعطى بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{T_2 - T_1} = \frac{q}{dT}$$

وتعرف السعة الحرارية الجزيئية (Molar heat capacity) بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد من المادة درجة واحدة مئوية".  
وحدات السعة الحرارية الجزيئية هي  $\text{Cal/mol} \cdot ^\circ\text{K}$  أو  $\text{J/mol} \cdot ^\circ\text{K}$

### السعة الحرارية الجزيئية عند حجم ثابت $C_v$

تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد درجة واحدة عند حجم ثابت".

من تعريف السعة الحرارية الجزيئية، فإن:

$$C = \frac{q}{dT}$$

وعند ثبوت الحجم، فإن  $q = q_v$ ، و  $C = C_v$ ، وبالتالي، فإن:

$$\frac{q_v}{dT} = C_v$$

$$q_v = C_v dT$$

وإذا كان التغير يتم من  $T_1$  إلى  $T_2$ ، فإن:

$$q_v = C_v \int_{T_1}^{T_2} dT$$

$$q_v = C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Delta E = q_v \quad \text{وحيث إن:}$$

$$\Delta E = C_v(T_2 - T_1) \quad \text{فإن:}$$

السعة الحرارية الجزيئية عند ضغط ثابت  $C_p$

تعرف بأنها: "كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة مول واحد درجة واحدة عند ضغط ثابت".

ومن تعريف السعة الحرارية الجزيئية، فإن:

$$C = \frac{q}{dT}$$

وعند ثبوت الضغط

$$C = C_p \quad \text{و} \quad q = q_p \quad \text{فإن}$$

$$C_p = q_p/dT \quad \text{وبالتالي، فإن:}$$

$$q_p = C_p \cdot dT \quad \therefore$$

وإذا كان التغير يتم من  $T_1$  إلى  $T_2$ ، فإن:

$$q_p = C_p \int_{T_1}^{T_2} dT$$

$$q_p = C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta H = q_p \quad \text{وحيث إن:}$$

$$\therefore \Delta H = C_p(T_2 - T_1) \quad \text{فإن:}$$

العلاقة بين السعة الحرارية عند حجم ثابت ( $C_v$ ) وضغط ثابت ( $C_p$ ) لغاز مثالي

من تعريف الإنثالبي:

$$H = E + PV$$

وبإجراء التفاضل للعلاقة السابقة، نحصل على:

$$dH = dE + d(PV)$$

ويقسمة طرفي المعادلة السابقة على  $dT$ ، فإن المعادلة السابقة تؤول إلى:

$$\frac{d(PV)}{dT} + \frac{dE}{dT} = \frac{dH}{dT}$$

وحيث إن:

$$\& \quad C_p = \frac{dE}{dT} \quad C_v = \frac{dH}{dT}$$

فإن:

$$C_p = C_v + \frac{d(PV)}{dT}$$

ولكن، وبالنسبة لمول واحد من غاز مثالي، فإن:

$$PV = RT$$

$$\therefore d(PV) = RdT$$

وبالتعويض عن قيمة  $d(PV)$  في المعادلة السابقة:

$$C_p = C_v + \frac{RdT}{dT}$$

$$C_p = C_v + R \quad \therefore$$

أو

$$C_p - C_v = R$$

وهكذا، فإن الفرق بين السعة الحرارية الجزيئية لغاز مثالي عند ضغط ثابت ( $C_p$ ) وعند حجم ثابت ( $C_v$ ) يساوى مقدار ثابت وهو ( $R$ )؛ الثابت العام للغازات.

مثال

ثلاث جزيئات من غاز مثالي، وعند ضغط (10 atm) ، ودرجة حرارة ( $0^\circ\text{C}$ ) ، كانت السعة الحرارية لها عند حجم ثابت هي ( $C_v = 5 \text{ Cal/deg mol}$ )، فإذا تغير كل من الضغط ودرجة الحرارة ليصبحا (20 atm) و( $50^\circ\text{C}$ ). أحسب  $\Delta E$  و  $\Delta H$  لهذا التغير.

الحل:

السعة الحرارية عند حجم ثابت ( $C_v$ ) تعطى بالعلاقة التالية:

$$C_v = \frac{\Delta E}{dt}$$

$$\Delta E = C_v dT$$

وبالنسبة لغاز مكون من ( $n$ ) جزيء، فإن

$$\Delta E = nC_v dT$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$C_v = 5, P_1 = 10 \text{ atm}, P_2 = 20 \text{ atm}, T_1 = 0 + 273 = 273^\circ\text{K}$$

$$T_2 = 50 + 273 = 323^\circ\text{K}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$\Delta E = n C_v dT$$

$$\Delta E = 3 \times 5 (323 - 273) = 3 \times 5 \times 50$$

$$\Delta E = 750 \text{ Cal}$$

كذلك، نجد أن السعة الحرارية عند ضغط ثابت ( $C_p$ )، تعطى بالعلاقة:

$$C_p = \frac{\Delta H}{dT}$$

(ويفرض أن  $n$  عدد جزيئات الغاز)

$$\Delta H = nC_p dT$$

ولكن

$$C_p = C_v + R$$

$$\therefore \Delta H = n(C_v + R)dT$$

$$\Delta H = n(C_v + R) (T_2 - T_1)$$

وبالتعويض عن القيم في المعادلة السابقة، نجد أن:

$$\Delta H = 3(5 + 1.987) (323 - 273)$$

$$\Delta H = 3(6.987) 50$$

$$\Delta H = 1048.05 \text{ Cal}$$

مثال:

أحسب كمية الحرارة اللازمة لرفع درجة حرارة (213.5) جم من الماء من (25°C) إلى (100°C)، علماً بأن السعة الحرارية للماء هي (C=18 Cal/mol.°K).

الحل:

ترتبط السعة الحرارية مع كمية الحرارة الممتصة بالعلاقة:

$$C = \frac{q}{T_2 - T_1}$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ °K}$$

$$T_2 = 100 + 273 = 373 \text{ °K}, C = 18 \text{ Cal/mol.°K}, q = ?$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{213.5}{18}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة التالية:

$$q = nC (T_2 - T_1)$$

$$q = \frac{213.5}{18} \times 18 \times (373 - 298)$$

$$q = 213.5 \times 75$$

$$q = 16012.5 \text{ Cal}$$

مثال

أحسب  $\Delta E$  و  $q$  و  $W$  بالنسبة لتحول (1 mol) من ماء إلى بخار عند  $100^\circ\text{C}$  وضغط قدره 1 atm، علماً بأن الحرارة الكامنة للتبخير هي (9720 Cal).

الحل:

من المعطيات، نجد أن: الحرارة الكامنة للتبخير

$$\therefore q = 9720 \text{ Cal}$$

ويمكن تعيين الشغل المبذول ( $W$ )، باستخدام العلاقة:

$$W = P\Delta V = P(V_2 - V_1)$$

ولكن:

$$V_1 = \text{حجم واحد مول من الماء السائل} = 18 \text{ cm}^3$$

$$V_2 = \text{حجم واحد مول من البخار} = \frac{373}{273} \times 22400 = 30600 \text{ cm}^3$$

$$P = 1 \text{ atm}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$W = 1(30600 - 18) = 30582 \text{ cm}^3 \cdot \text{atm}$$

$$W = 740 \text{ Cal}$$

ويمكن تعيين قيمة  $\Delta E$ ، باستخدام العلاقة:

$$\Delta E = q - W$$

$$\Delta E = 9720 - 740$$

$$\Delta E = 8980 \text{ Cal}$$

### المسعر الحرارى

هو جهاز خاص يستخدم لتعيين التغيرات الحرارية (كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة) المصاحبة للتفاعلات والتغيرات الكيميائية عن طريق قياس التغيرات فى درجة حرارة النظام.

ويتحدد نوع المسعر الحرارى المطلوب استخدامه تبعا لنوع التفاعل الكيميائى المدروس؛ بمعنى ما إذا كان التفاعل يتم عند ضغط ثابت أم يتم عند حجم ثابت. فمثلا، نجد أن "مسعر القنبلة" (Bomb Calorimeter) يستخدم لتعيين الحرارة المنطلقة فى أثناء عمليات الاحتراق.

### أنواع المساعِر الحرارية Types of Calorimeter

هنالك أنواع مختلفة من المساعِر، وتصنف حسب الغرض الذى تستخدم من أجله إلى الأنواع الآتية:

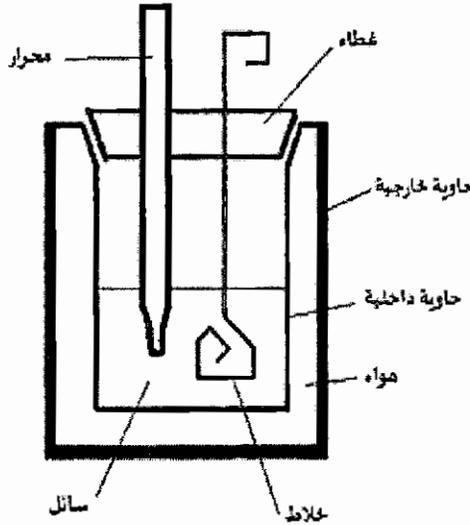
#### 1- مسعر تغير درجة الحرارة

يكون المسعر معزولا عن الوسط المحيط. ويمكن إجراء التبادل الحرارى باستخدام سائل (فى المسعر السائلى) أو باستخدام معدن (فى مسعر معدنى). وتلك

المسعرات هي أكثر المسعرات استخداماً في المعامل الكيميائية. بإتقان العمل به يمكن التوصل إلى دقة قياس تصل إلى 0,01%. تستخدم هذه المسعرات عندما يستغرق التبادل الحراري 20 دقيقة على الأكثر.

## 2- مسعر سائلي

يتكون المسعر الذي يعمل بسائل من وعاء داخل وعاء من النحاس ويملأ الفراغ بينهما بالماء ويعمل على الاحتفاظ بدرجة حرارة ثابتة داخل المسعر. الوعاء الداخلي مصنوع من النحاس الرقيق ويستند على العوازل على عوازل حرارية. ويستخدم الماء كسائل للمسعر، كما يمكن استخدام سوائل أخرى. وعن طريق أداة للتقليب يمكن تسريع عملية الانتقال الحراري. ويقاس التغير الحادث في درجة الحرارة بواسطة ترمومتر (شكل 1-4).



شكل (1-4): رسم تخطيطي لمسعر سائلي.

وهناك نوع آخر من المساعرات المايكروية يدعى "مسعر الجريان المستمر" (Continuous Flow Calorimeter)، حيث يتم قياس حرارة التفاعل بهذه النوع من المساعرات، وذلك بالسماح لمحلولي التفاعل المتوازنين حرارياً بالمرور خلال أنبوتين

من البلاطين، وبعدها يتم جمع المحلولين بتجويف المزج وعندها يتم قياس التغير بدرجة الحرارة عند انتهاء التفاعل.

### 3- مسعر درجة الحرارة الثابتة

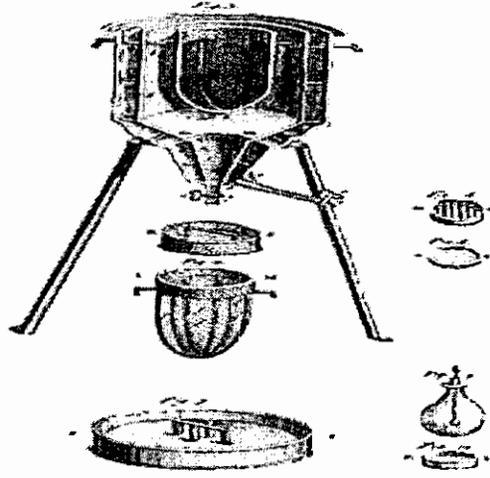
في تلك المسعرات تعين كمية الحرارة الناتجة من مواد معينة يحدث فيها تحول طوري. ويحتفظ بدرجة الحرارة أثناء هذا التحول ثابتة. وتسمى تلك المسعرات أيضا مسعرات تحول الطور. وتستخدم عندما يكون التحول الطوري بطيئا ، وقد يستغرق عدة ساعات.

### 4- مسعر أدبياتي

في هذا النوع من المسعرات يحتفظ بفرق درجة الحرارة بين سائل المسعر وسائل الوعاء الخارجي ثابتا عن طريق التسخين أو التبريد بالمعدل الجاري. ويجب أن يسير التسخين أو التبريد بنفس السرعة للاحتفاظ بفرق درجتي الحرارة ثابتا. ويتحقق ذلك عندما يكون إنتاج الحرارة في المسعر بطيئا بين (20- 60) دقيقة.

### 5- مسعر الثلج

مسعر تاريخي يعمل بالثلج. ابتكر عام 1782 بواسطة كل من أنتوان لافوازييه وبيير لابلاس (شكل 2-4). يعتبر القياس عند درجة الصفر المئوي في هذا المسعر من أدق المسعرات. وتعمل كمية الحرارة الناتجة من تفاعل كيميائي مثلا على صهر كمية من الثلج. ونظرا لأن حرارة الانصهار للماء معروفة فيمكن من كمية الماء المتكون من الثلج حساب الحرارة الناتجة. ابتكر "لافوازييه" هذا النوع من المسعرات عام 1782. وهو يتكون من وعاء داخلي بشكل القمع ويحيطه وعاء آخر خارجي.



شكل (2-4): مسعر الثلج

للتجهيز لعملية القياس، يملأ الفراغ بين الوعائين بالماء المقطر، ويملأ الوعاء الخارجي بمخلوط من ثلج، بحيث تتكون طبقة ثلجية على جدران الوعاء الداخلي. ثم يزال مخلوط الثلج والماء الذي لم يتجمد ويصبح المسعر عند نقطة انصهار الثلج. ثم توضع العينة المراد تعيين كمية حرارتها في الوعاء الداخلي ويغلق غطاء المسعر. فيسيل الماء الناتج من انصهار الثلج من صنوبر في قاع الوعاء الداخلي بالمقدار المتناسب مع الحرارة الناتجة ويقاس حجمه. بمعرفة كمية الماء الناتجة بالجرام وحرارة انصهار الثلج يمكن حساب كمية الحرارة الناتجة من العينة، طبقاً للمعادلة المذكورة أعلاه.

#### 6- مسعر التكثيف

يسمى هذا المسعر أيضاً "المسعر البخاري" ويستخدم لتعيين الحرارة النوعية لمادة بين 100 - 20 درجة مئوية ويستخدم البخار للتكثيف. يعلق الجسم المراد قياسه على ميزان حساس بواسطة سلك رفيع ويكون داخل المسعر. ثم يسمح لبخار الماء بالمرور عليه فيتكثف جزء من بخار الماء عليه

الذي كان أولا باردا، حتى تصل درجة حرارة الجسم إلى درجة حرارة البخار. يكتسب الجسم من البخار كمية حرارة قدرها  $\Delta Q = r m$ ، حيث  $\Delta Q$ : كمية الحرارة،  $r$ : حرارة التكتف (تساوي حرارة غليان الماء)،  $m$ : كتلة البخار المتكثف على الجسم. ولعدم السماح بتساقط الماء المتكثف من على الجسم يمكن جمعها في بوتقة رقيقة من البلاستين أسفله.

ويمكن بتلك الطريقة تعيين الحرارة النوعية لمادة بدقة عالية.

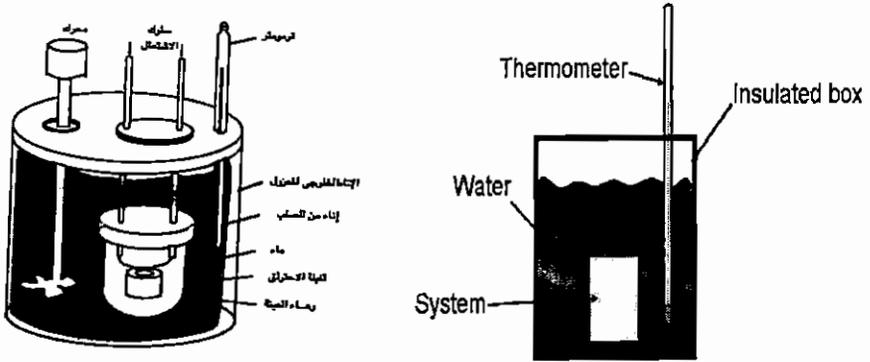
### تركيب المسعر

ويتكون المسعر الحرارى عادة - كما هو موضح بالشكل - من إناء خارجى معزول عزلا حراريا جيدا وتاما؛ حتى يمنع تسرب الحرارة من داخل أو خارج هذا الإناء. وتوضع فى هذا الإناء الخارجى كتلة معلومة من الماء؛ يغمر فيه الوعاء الذى سيتم إجراء التفاعل بداخله.

ويتم إجراء التفاعل باستخدام كميات معلومة من المواد المتفاعلة، حيث ترتفع درجة حرارة المسعر ومحتوياته من الماء نتيجة انطلاق كمية من الحرارة من التفاعل الكيميائى. ويمكن حساب كمية الحرارة "q" المنطلقة من التفاعل بقياس الارتفاع فى درجة حرارة النظام، ومعلومية كتلة الماء وحرارته النوعية.

الرسم التخطيطي للمسعر التقليدي (الشكل 3-4) حيث أن المسعر محاط بوعاء خارجي مصنوع من مواد تضمن عزلا تاما عن المحيط الخارجي لضمان عدم تسرب الحرارة من وإلى النظام. يملا الوعاء بالماء، لضمان اكبر عزل عن المحيط (يستخدم الماء عادة في المسعر وذلك لان سعته الحرارية النوعية عالية، وهذا يعني قدرة الماء على حفظ كمية كبيرة من الحرارة دون حصول تغير كبير في درجة الحرارة، ويعني هذا ايضا قدرة الماء على اطلاق كمية كبيرة من الحرارة دون حصول تغير كبير في درجة الحرارة). يتم تحريك الماء باستمرار ويتم قياس الفرق

بين درجتي الحرارة قبل وبعد إجراء التفاعل بواسطة محرار مثبت داخل الماء. يتم معايرة الجهاز باجراء تفاعل معلوم درجة الحرارة.



شكل 3-4 رسم تخطيطي للمسعر التقليدي (المسعر الحراري؛ مسعر القنبلة)

قياس الحرارة المنطلقة في تفاعل احتراق مادة باستخدام مسعر القنبلة  
توضح التجربة التالية طريقة تعيين وحساب الحرارة المنطلقة في تفاعل  
كيميائي (احتراق مادة، مثلاً) باستخدام مسعر القنبلة

### خطوات التجربة

- 1- توزن كمية قليلة من المادة المراد قياس حرارة احتراقها، وتوضع في وعاء التفاعل داخل المسعر؛ حيث يملأ هذا الوعاء بغاز الأكسجين تحت ضغط عال، كما هو موضح بالشكل.
- 2- يغمر وعاء التفاعل في الإناء المعزول الذي يحتوي على كمية معلومة من الماء. يستخدم مقلب (stirrer) لجعل درجة حرارة الماء متجانسة، ويتم تعيين درجة الحرارة الابتدائية لمحتويات المسعر، ولتكن " $t_1$ ".
- 3- تبدأ عملية الاحتراق بالتسخين الكهربائي للمادة (عن طريق سلك كهربائي مغموس في المادة).

4- الحرارة المنطلقة من الاحتراق تؤخذ بالمسعر ومشتملاته، وتسبب زيادة في درجة الحرارة، وتصبح درجة الحرارة النهائية هي "t<sub>2</sub>".

5- يمتص الماء والمسعر الحرارة المنطلقة، وتكون السعة الحرارية الكلية للمسعر ومشتملاته هي "C<sub>total</sub>"، وتحسب طبقاً للمعادلة التالية:

$$C_{\text{calorimeter}} + C_{\text{H}_2\text{O}} = C_{\text{total}}$$

السعة الحرارية الكلية = السعة الحرارية للمسعر + السعة الحرارية للماء

• السعة الحرارية للماء C<sub>H<sub>2</sub>O</sub>، تحسب من كتلة الماء المستخدم (m<sub>H<sub>2</sub>O</sub>)، والحرارة النوعية للماء (C̄<sub>H<sub>2</sub>O</sub>).

$$C_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \times \bar{C}_{(\text{H}_2\text{O})}$$

• السعة الحرارية للمسعر، تعين بالتجربة؛ وتتضمن الطريقة قياس الزيادة في حرارة المسعر بعد استخدام كمية حرارة معروفة لتسخينه (الحرارة المستخدمة لهذا الغرض تأتي إما من تفاعل تتطلق منه كمية حرارة معلومة في المسعر، أو باستخدام كمية من الطاقة الكهربائية المقاسة لتسخينه).

6- تحسب كمية الحرارة المنطلقة من التفاعل (q) بمعلومية السعة الحرارية الكلية للمسعر (C<sub>total</sub>)، والزيادة في درجة الحرارة (ΔT)، وذلك باستخدام العلاقة:

$$q = C_{\text{total}} \Delta T = C_{\text{total}} (t_2 - t_1)$$

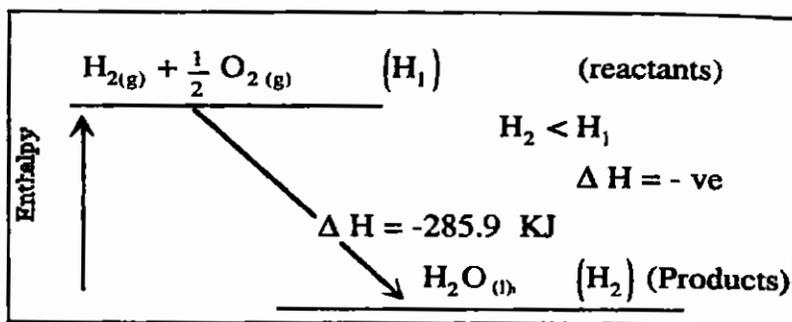
العلاقة بين حرارة التفاعل والمحتوي الحراري

الحرارة الممتصة أو المنطلقة في أي تفاعل يتم عند ضغط ثابت، ما هي إلا الفرق بين مجموع المحتوي الحراري للنواتج ومجموع المحتوي الحراري للمتفاعلات:

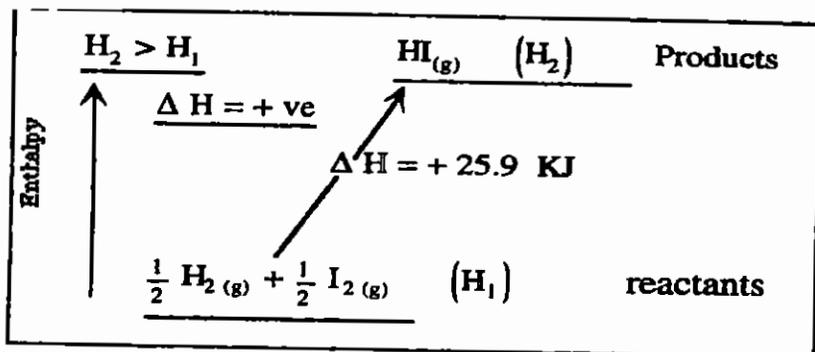
$$\Delta H = H_{\text{products}} - H_{\text{reactants}}$$

$$\Delta H = H_2 - H_1 = q_p$$

حيث  $H_1$  الإنثالبي للمواد المتفاعلة و  $H_2$  الإنثالبي للمواد الناتجة. وفي حالة التفاعلات التي تنطلق منها حرارة، يكون المحتوى الحراري (الإنثالبي) للنواتج أقل منه للمتفاعلات، وبالتالي تكون  $\Delta E$  ذات قيمة سالبة. أما في حالة التفاعلات التي تمتص حرارة، يكون المحتوى الحراري (الإنثالبي) للنواتج أكبر منه للمتفاعلات، وبالتالي تكون  $\Delta E$  ذات قيمة موجبة. وفي هذه الحالة، ولانتقال من المتفاعلات إلي النواتج، لابد من إضافة حرارة إلي المتفاعلات، كما هو موضح بالشكلين التاليين (4-4) ، (4-5).



شكل (4-4): رسم توضيحي لإنثالبي التفاعل الطارد للحرارة ( $\Delta H = -ve$  &  $H_2 < H_1$ )



شكل (4-5): رسم توضيحي لإنثالبي التفاعل الماص للحرارة ( $\Delta H = +ve$  &  $H_2 < H_1$ )

## الإنتالبي (المحتوى الحرارى) "H"

الإنتالبي دالة تستخدم في حالة التفاعلات التي تتم عند ضغط ثابت، ويرمز لها بالرمز (H). يمكن اعتبار التفاعلات التي تتم في أنية مفتوحة أنها تفاعلات تتم عند ضغط ثابت، حيث أنها معرضة للضغط الجوي والضغط الجوي ثابت. ويمكن تعريف الإنتالبي بأنه "كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة والتي تصاحب حدوث التفاعل الكيميائي، والذي يتم عند ضغط ثابت".

### التغير في الإنتالبي

التغير في الإنتالبي ( $\Delta H$ ) هو الفرق بين الإنتالبي في الحالة النهائية والإنتالبي في الحالة الابتدائية، حيث:

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

ويتم - عادة - قياس التغير في الإنتالبي ( $\Delta H$ ) عند الظروف القياسية من الضغط ودرجة الحرارة.

والتغير في الإنتالبي لأي عنصر في حالته القياسية يساوى "الصفر".

وكما ذكرنا من قبل، فإن كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة عند ثبوت الضغط تساوى التغير في الإنتالبي. وفي حالة التفاعلات الكيميائية التي تتم في المعامل في أنية مفتوحة، فإنها تكون معرضة للضغط الجوي الثابت، وبالتالي فهي تفاعلات تتم عند ضغط ثابت. وفي هذه الحالة، تكون كمية الحرارة الممتصة أو المنبعثة مساوية للتغير في الإنتالبي.