**الكيمياء الحرارية**

**الكمياء الحرارية** هي إحدى فروع [الكمياء](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A1) والتي تهتم بدراسة الخصائص الحرارية [للتفاعلات الكميائية](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84%D8%A7%D8%AA_%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A%D8%A9%22%20%5Co%20%22%D8%A7%D9%84%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84%D8%A7%D8%AA%20%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%8A%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A%D8%A9). وتهتم عامة بتبادل الحرارة المرافق للتحولات، مثل الاختلاط وتحول الحالة والتفاعلات الكيميائية وما إلى ذلك، وتشمل حسابات هذه الكميات من حيث سعة الحرارة وحرارة الاحتراق وحرارة التشكيل.

تعتمد قوانين الكيمياء الحرارية على قانونين:

1. قانون لافوازييه ولابلاس (1782): تبادل الحرارة المصاحب للتحول يساوي عكس تبادل الحرارة المصاحب للتحول في الجهة المعاكسة.
2. قانون هيس (1840): تبادل الحرارة المصاحب للتحول هو نفسه إذا ما حدث في عملية واحدة أو في عدة خطوات

يعد مؤسس الكمياء الحرارية العالم [مارسلين برثلوت](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D9%85%D8%A7%D8%B1%D8%B3%D9%84%D9%8A%D9%86_%D8%A8%D8%B1%D8%AB%D9%84%D9%88%D8%AA&action=edit&redlink=1" \o "مارسلين برثلوت (الصفحة غير موجودة)) والذي قام سنة [1881](https://ar.wikipedia.org/wiki/1881) بتجربة قياس القيمة الحرارية للوقود، تطورت بعد ذلك بشكل كبير في القرن 20، ساعد تطبيق [**المبدأ الثاني للديناميكا الحرارية**](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%82%D8%A7%D9%86%D9%88%D9%86_%D8%A7%D9%84%D8%AB%D8%A7%D9%86%D9%8A_%D9%81%D9%8A_%D8%A7%D9%84%D8%AA%D8%B1%D9%85%D9%88%D8%AF%D9%8A%D9%86%D8%A7%D9%85%D9%8A%D9%83) على المجموعات الكميائية إلى توقع منحى التفاعل، وتحديد حالة التكافؤ الكميائي ومنه [المردود](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D9%85%D8%B1%D8%AF%D9%88%D8%AF_%D8%A7%D9%84%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84_%D8%A7%D9%84%D9%83%D9%85%D9%8A%D8%A7%D8%A6%D9%8A&action=edit&redlink=1" \o "مردود التفاعل الكميائي (الصفحة غير موجودة))، الأمر الذي ساهم في تهيئة المجموعة قبل شروعها في التفاعل.

**تعاريف**

في المقال [الحرارة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9) هي [كمية الطاقة الحرارية](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D9%83%D9%85%D9%8A%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9&action=edit&redlink=1)، أما [درجة الحرارة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%AF%D8%B1%D8%AC%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9) هي مقدار تغير سخونة الجسم أو برودته، وكلا المصطلحان مختلفان يرجى مراجعتهما لمعرفة الفرق بينهما.

* نقول عن تفاعل ما يقوم بتوليد كمية من الحرارة على أنه *[التفاعلات الباعثة للحرارة](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D9%86%D8%A7%D8%B4%D8%B1_%D9%84%D9%84%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9%22%20%5Co%20%22%D9%86%D8%A7%D8%B4%D8%B1%20%D9%84%D9%84%D8%AD%D8%B1%D8%A7%D8%B1%D8%A9)*ويرمز له بالإشارة السالبة
* نقول عن تفاعل ما يقوم بإمتصاص كمية من الحرارة على أنه *ماص للحرارة* ويرمز له بالإشارة الموجبة
* نقول عن تفاعل لا يمتص ولا يولد كمية حرارية على أنه *محايد حراريا*

يتم قياس كمية الحرارة داخل [**المسعر**](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D9%85%D8%B3%D8%B9%D8%B1)، سواء تحت ضغط تابث، أو حجم ثابت (في هذه الحالة [القنبلة المسعرية](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D8%A7%D9%84%D9%82%D9%86%D8%A8%D9%84%D8%A9_%D8%A7%D9%84%D9%85%D8%B3%D8%B9%D8%B1%D9%8A%D8%A9&action=edit&redlink=1" \o "القنبلة المسعرية (الصفحة غير موجودة)))

كمية حرارة تفاعل

أثناء تفاعل كميائي، تقوم المجموعة الكميائية بتبادل الطاقة مع الوسط الخارجي على شكل حرارة (كمية الحرارة).

يرمز لكمية الحرارة بالحرف ***Q*** ووحدتها في النظام العالمي للوحدات هي الجول **J** .

هذه الطاقة يتم تحديدها من خلال الظروف التجربية ونواتج التفاعل :

* عند حجم ثابت (تحول معزول عمليا) : تثبت الديناميك الحرارية على أن كمية الحرارة هي التغير الحاصل في الطاقة الداخلية حيث : Qv**= Δ**U (حالة القنبلة المسعرية)
* عند ضغط ثابت (تحول معزول فعليا) : كمية الحرارة هي التغير الحاصل في الإحتواء الحراري للتفاعل Qp**= Δ**H (حالات كثيرة، كالتفاعلات المطبقة على الهواء الحر)

**الإحتواء الحر (الطاقة الحرة للتفاعل)**

يرمز لها بالحرف ***G***، بالأنجليزية Entropy هي دالة الحالة الأساسية من أجل دراسة توازن التفاعل (التكافؤ الكميائي). هذه الدالة يمكنها التقليل فقط في تحول عند ضغط أو حجم ثابت على حسب المبدأ الثاني للديناميكا الحرارية. ومن ذالك فإنه في تفاعل مطبق عند ضغط و حجم ثابتين. إشارة الطاقة الحرة تتحدد على حسب منحى التوازن، لتصل إلى حد أدنى لها حيث لا تتغير، ومنه يتم التوازن الكميائي.

**مقدار التفاعل**

نقول مقدار التفاعل (**grandeur de réaction**) ونرمز له بعامل لويس {\displaystyle \Delta \_{r}}، هو ا[لإشتقاق](https://ar.wikipedia.org/wiki/%D8%A7%D9%84%D8%A7%D8%B4%D8%AA%D9%82%D8%A7%D9%82) على المقدار ***X*** بالنسبة إلى حالة [تقدم التفاعل](https://ar.wikipedia.org/w/index.php?title=%D8%AA%D9%82%D8%AF%D9%85_%D8%A7%D9%84%D8%AA%D9%81%D8%A7%D8%B9%D9%84&action=edit&redlink=1) {\displaystyle \xi }،

نكتب : {\displaystyle \Delta \_{r}X={\bigl (}{\dfrac {\partial X}{\partial \xi }}{\bigr )}\_{(P,T)}}

**حرارة التفاعل (الإحتواء الحراري للتفاعل)**

نقول حرارة التفاعل (أو الإحتواء الحراري للتفاعل) بالإنجليزية (**enthalpy**) عند ضغط وحجم ثابتين المقدار

تغير طاقة التفاعل لمجموعة أثناء التفاعل وعند تقدم معين متوافقة مع كمية الحرارة .