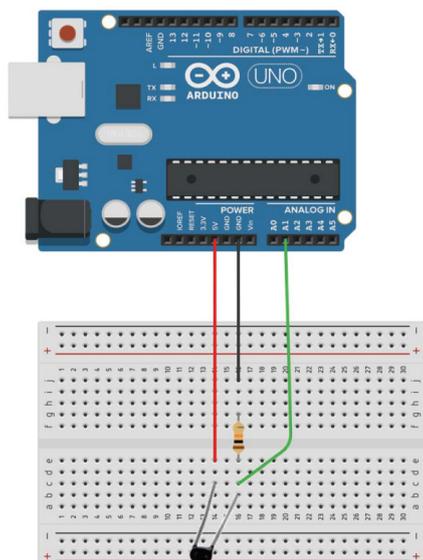


Compléments à l'article « Enquête à la maison : calorimétrie et contrôle qualité », par J. Randon et X. Bataille (*L'Act. Chim.*, 2021, 463, p. 45)

Quelques exemples de mesures réalisées avec des produits disponibles dans des commerces de proximité, dans un thermos, avec un microcontrôleur Arduino équipé d'un thermistor



```
float TensionLue
float ResistanceCapteur
float Temperature
float R2 = 10000.0
```

```
void setup() {
  PinMode(A0, INPUT)
  Serial.begin(9600)
}
void loop() {
  TensionLue = 5.0*analogRead(A0) / 1023
  RésistanceCapteur = R2 * (5.0/TensionLue - 1)
  Température = 1/((log(RésistanceCapteur/10 000))/3950 + 1/298.15)
  Serial.println(Temperature- 273.15)
  Delay(200)
}
```



Capacité calorifique du thermos



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 d'eau froide.
Relever la température initiale T_1 .
Ajouter une masse m_2 d'eau chaude à la température T_2 .
Agiter, mesurer la température finale T_f .

Masse eau froide (m_1 g)	106	115	103
Température eau froide (T_1 °C)	20,22	20,21	20,30
Masse eau chaude (m_2 g)	113	106	109
Température eau chaude (T_2 °C)	86,56	85,15	83,6
Température eau froide (T_f °C)	52,02	48,99	50,32
Capacité calorifique du thermos (J/°C)	70,0	76,1	74,6

Pour chaque expérience, calculer la capacité calorifique du calorimètre (73,6 J/°C, écart-type 3,2 J/°C)

$$C = \frac{-m_2 \cdot c \cdot (T_f - T_2) - m_1 \cdot c \cdot (T_f - T_1)}{T_f - T_1}$$

connaissant une valeur de la capacité thermique massique de l'eau $c = 4,185 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Enthalpie de mélange eau-acétone

Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 d'eau (64,5 g, soit n_1 3,58 mol).
Relever la température initiale T_1 (20,22 °C).

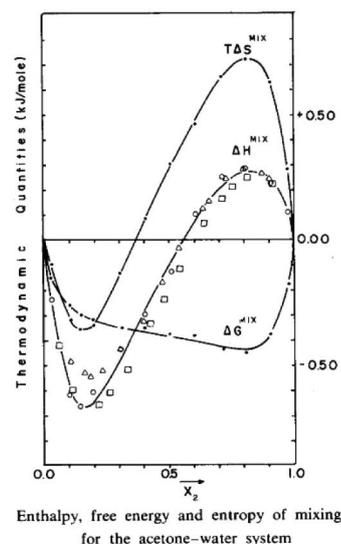
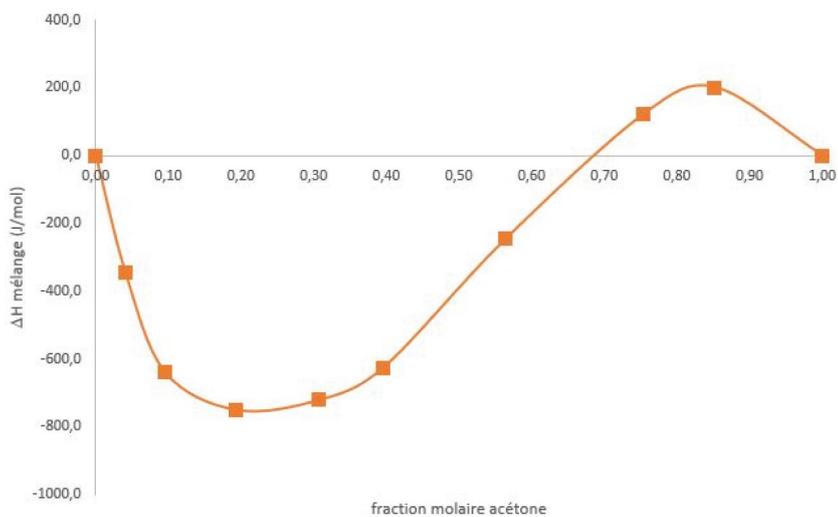
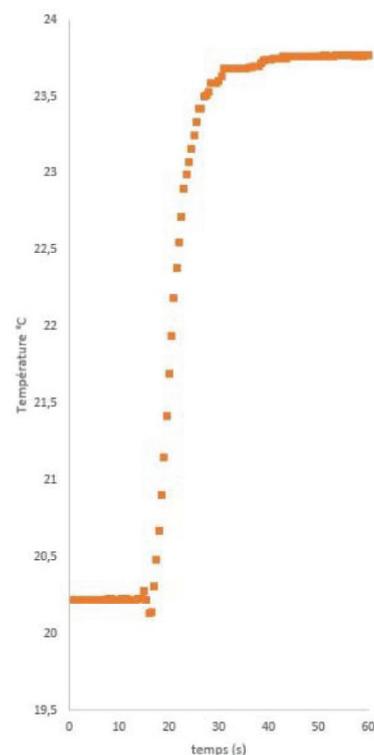
Ajouter une masse m_2 d'acétone (8,8 g, soit n_2 0,15 mol) à la même température que l'eau du calorimètre.
Agiter, mesurer la température finale T_f (23,77 °C).

Calculer l'enthalpie de mélange ($\Delta H_{\text{mél}} = -344 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$) correspondant à la fraction molaire en acétone ($x_{\text{acétone}} = 0,04$).

Répéter cette expérience pour différentes valeurs de la fraction molaire en acétone.

Comparer aux résultats obtenus à 298 K par A.V. Benedetti *et al*, (*Thermochemica Acta*, **1983**, 66, p. 219-233).

Données : chaleur massique (J/g/°C) ; eau 4,18 ; acétone 2,16.



Enthalpie de mélange eau-éthanol

Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 d'eau (62 g).
Relever la température initiale T_1 (19,98 °C).

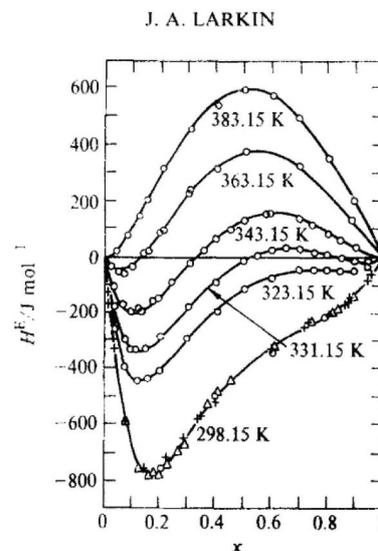
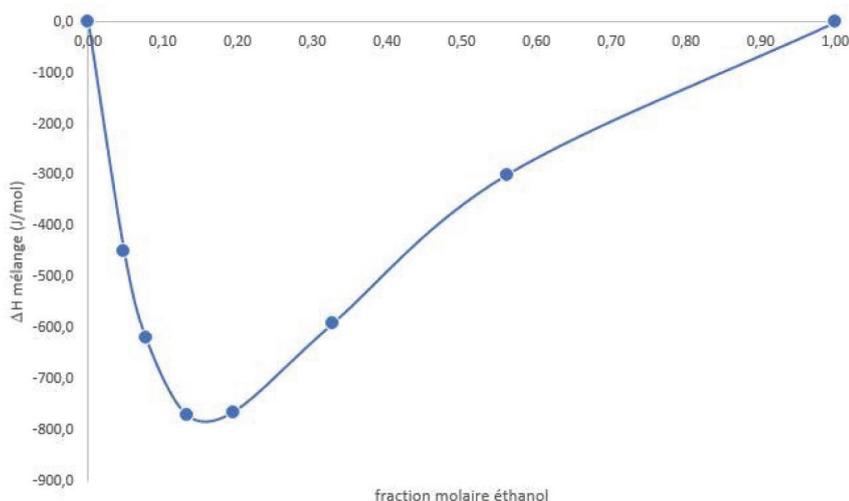
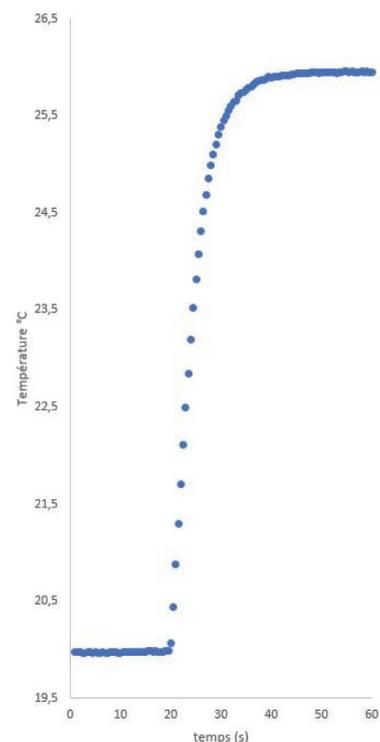
Ajouter une masse m_2 d'éthanol à 95° (87 g) à la même température que l'eau du calorimètre.
Agiter, mesurer la température finale T_f (25,95 °C).

Calculer l'enthalpie de mélange ($\Delta H_{\text{mél}} = -591 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1}$) correspondant à la fraction molaire en éthanol ($x_{\text{éthanol}} = 0,33$).

Répéter cette expérience pour différentes valeurs de la fraction molaire en éthanol.

Comparer aux résultats obtenus à 298 K par J.A. Larkin (*J. Chem. Thermodynamics*, **1975**, 7, p. 137-148).

Données : chaleur massique (J/g/°C) ; eau 4,18 ; éthanol 2,41.



Molar excess enthalpy H^E of $(1-x)\text{H}_2\text{O} + x\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$.

Enthalpie de dilution : solution d'hydroxyde de sodium, solution d'acide chlorhydrique

Solution commerciale d'acide chlorhydrique : % HCl 23 ; densité 1,11



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 (106 g) d'eau.
Relever la température initiale T_1 (19,8 °C).

Ajouter une masse m_2 de la solution d'acide chlorhydrique (49 g, soit 0,344 mol) à la même température que l'eau du calorimètre.

Agiter, mesurer la température finale T_f (22,20 °C).

Calculer Q_{dil} (- 1,73 kJ).

Solution commerciale de soude : % NaOH 30,5 ; densité 1,33



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 (101 g) d'eau. Relever la température initiale T_1 (19,58 °C).

Ajouter une masse m_2 de la solution de soude (46 g, soit 0,466 mol) à la même température que l'eau du calorimètre.

Agiter, mesurer la température finale T_f (22,23 °C).

Calculer Q_{dil} (- 1,82 kJ).

Enthalpie de réaction : mélange de solutions diluées d'acide chlorhydrique et de soude



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 (155 g) de la **solution diluée d'acide chlorhydrique**.
Relever la température initiale T_1 (21,22 °C).

Ajouter une masse m_2 de la **solution diluée de soude** (147 g) à la même température que l'eau du calorimètre.

Agiter, mesurer la température finale T_f (35,01 °C).

Calculer Q_r (- 18,4 kJ) et $\Delta_r H$ (- 54 kJ.mol⁻¹).

Réaction $H^+ + OH^- = H_2O$ valeur tabulée $\Delta_r H^0$ (- 56 kJ.mol⁻¹).

Enthalpie de dissolution chlorure de sodium, hydrogénocarbonate de sodium

L'enthalpie standard de dissolution $\Delta_r H^0_{diss}$ est la somme de l'opposée de l'enthalpie standard réticulaire (endothermique) et de l'enthalpie standard d'hydratation des ions (exothermique).

La dissolution peut être un phénomène exothermique, athermique ou endothermique.



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 (104 g) d'eau.
Relever la température initiale T_1 (20,13 °C).

Ajouter une masse m_2 (quantité de matière n_2 mol) de solide (8 g de NaHCO₃, soit 0,095 mol) à la même température que l'eau du calorimètre.

Agiter pour solubiliser le solide, mesurer la température finale T_f (16,98 °C).

Calculer Q_{diss} (1,7 kJ) et $\Delta_r H_{diss}$ (18 kJ.mol⁻¹).



Dans le calorimètre, mettre une masse m_1 (59 g) d'eau.
Relever la température initiale T_1 (20,94 °C).

Ajouter une masse m_2 (quantité de matière n_2 mol) de solide (10 g de NaCl, soit 0,17 mol) à la même température que l'eau du calorimètre.

Agiter pour solubiliser le sel, mesurer la température finale T_f (19,27 °C).

Calculer Q_{diss} (0,60 kJ) et $\Delta_r H_{\text{diss}}$ (3,5 kJ.mol⁻¹).

Relations entre les grandeurs :

$$Q_{\text{diss}} = - [C + (m_1 + m_2) \cdot c] \cdot (T_f - T_1)$$

$$\Delta_r H_{\text{diss}} = Q_{\text{diss}} / n_2$$

Quelques valeurs de référence :

	NaCl	NaHCO ₃	Na ₂ CO ₃	NaOH
$\Delta_r H_{\text{diss}}^0$ (kJ.mol ⁻¹)	3,9	17	- 23,4	- 44,5

Liste d'enthalpies de dissolution Wikipédia : cette liste répertorie l'enthalpie de dissolution de quelques substances dans l'eau*.

*https://fr.wikipedia.org/wiki/Liste_d%27enthalpies_de_dissolution