

## Expérience N° 2 - Enthalpie de Diverses Réactions

### Introduction

À l'aide de données recueillies en laboratoire et de procédures spécifiques, des valeurs scientifiques telles que l'enthalpie de neutralisation d'un acide fort avec une base forte, l'enthalpie de mise en solution d'un sel, la chaleur massique et la masse molaire approximative d'un métal peuvent être déterminées. Dans les expériences de chimie, on utilise un appareil nommé « calorimètre » pour mesurer les variations d'énergie lors d'une réaction. Un calorimètre simple consiste souvent d'un gobelet en styromousse (celui dans lequel se produit la réaction) placé dans un contenant en styromousse plus grand. On recouvre le tout et on y insère un thermomètre pour recueillir des données de température.

L'enthalpie est décrite comme étant l'énergie totale à l'intérieur d'un système à une pression constante. En simple mots, c'est l'énergie totale d'une réaction. Comme la chaleur est une forme d'énergie, on peut aussi définir la variation de l'enthalpie par la quantité de chaleur absorbée ou dégagée lors d'une réaction pour une mole de substance. Dans le cas où il y a de la chaleur dégagée, la variation de l'enthalpie est négative car la réaction subit une perte d'énergie. On nomme cette réaction « exothermique ». Si la réaction absorbe de la chaleur, la variation de l'enthalpie est positive car il se produit un gain d'énergie. Dans ce cas, on nomme la réaction « endothermique ». D'abords, on calcule la variation de l'enthalpie à l'aide de la formule  $\Delta H = Q/n$ , où  $\Delta H$  est la variation d'enthalpie (en ou J/mol),  $Q$  est la chaleur (en J) et  $n$  est le nombre de moles (en mol).

La chaleur est le transfert d'énergie qui se fait entre deux corps. Pour trouver celle-ci, on utilise la formule  $Q = ms\Delta T$ . Dans cette relation,  $m$  représente la masse (en g),  $s$  représente la chaleur massique (en J/g°C) et  $\Delta T$  représente la variation de la température (en °C). Lorsqu'on observe un transfert d'énergie thermique entre deux corps, les valeurs de chaleur pour les deux corps sont égales car le même montant d'énergie est transféré, mais de signe opposé car il y en a un qui la gagne et un qui la perd. On peut représenter ceci par la relation suivante :

$$Q_1 = -Q_2 \text{ ou } m_1s_1\Delta T_1 = -m_2s_2\Delta T_2.$$

La relation  $m_1s_1\Delta T_1 = -m_2s_2\Delta T_2$  peut être appliquée à une réaction de neutralisation; la chaleur dégagée par la réaction (négative, exothermique) est égale et opposée à celle absorbée par la solution (positive, endothermique). Les données de masse, chaleur massique et variation de température appartiennent tous à la solution. On peut ensuite calculer le nombre de moles d'eau formé par la réaction à l'aide de la formule  $n_{H_2O} = C V_{sltn}$  où  $C$  correspond à la concentration molaire et  $V_{sltn}$  correspond au volume de la solution. Avec ces deux valeurs, on peut utiliser la relation  $\Delta H_N = Q_N/n_{H_2O}$  pour calculer la variation d'enthalpie de neutralisation d'un acide fort. Puisque les réactions de neutralisation sont toujours exothermiques, je peux prédire que  $\Delta H_N$  sera négatif.

Lors d'une dissolution, deux facteurs affectent la variation d'énergie : l'énergie réticulaire et l'énergie d'hydratation. Le premier est l'énergie nécessaire pour qu'il y ait une vaporisation endothermique d'une mole de sel. Le second est l'énergie nécessaire pour qu'il se produise une dissolution exothermique d'une mole d'ions gazeux dans l'eau. Puisque ces facteurs sont difficiles à déterminer, on calcule leur somme, l'enthalpie de mise en solution. Voici la relation pour l'enthalpie de mise en solution :  $\Delta H_{sltn} = Q_{sltn}/n_{sel}$ . Je prédis que la dissolution sera endothermique.

La chaleur massique,  $s$ , est la quantité d'énergie nécessaire pour élever de 1 degré la température de 1 gramme d'une certaine substance. Cette valeur est complètement indépendante des données concernant la substance en question; peu importe si on a 10 g ou 1000 g de substance, la chaleur massique sera pareille. Si on a deux corps et on connaît la chaleur d'un d'eux, on peut trouver la valeur de  $s$  de l'autre corps en utilisant la relation  $m_1s_1\Delta T_1 = -Q_2$ ; il faut seulement isoler  $s_1$ . On applique cette méthode pour trouver la chaleur massique d'un métal qui a un transfert de chaleur avec l'eau. Dans l'expérience, on devrait obtenir une valeur positive pour  $s_1$  car  $\Delta T_1$  est négatif (le métal se refroidit) et  $-Q_2$  est négatif. Il faut bien noter que la chaleur massique est différente de la capacité thermique, qui elle dépend directement des données. La capacité thermique est le produit de la masse et de la chaleur massique ( $C = ms$ ).

Une approximation de la masse molaire d'un métal peut être calculée si on connaît sa chaleur massique grâce à une relation conçue en 1809 par Dulong et Petit. La voici :

$$S_{\text{métal}} * MM_{\text{métal}} \approx 25 \text{ J/mol}^\circ\text{C}$$

## Procédure

Décrite dans le manuel de laboratoire (Tout Autour, La Chimie Nous Entoure, Dr. Rashmi Venkateswaran, 2000, Exp. 2, p. 33-36).

## Observations, données et résultats

Figure 1. Essai 1 pour déterminer la chaleur massique du métal (Cu)

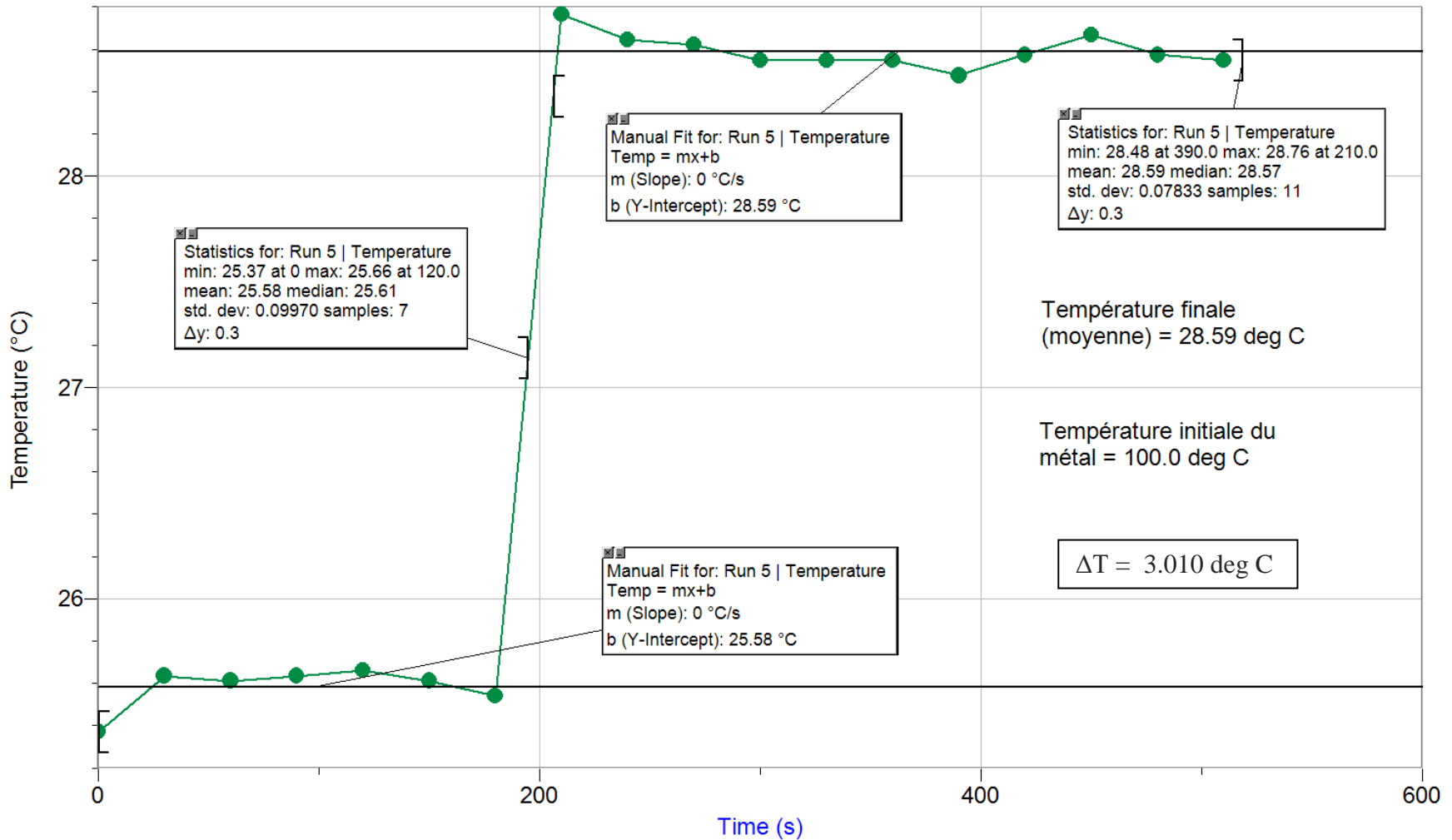
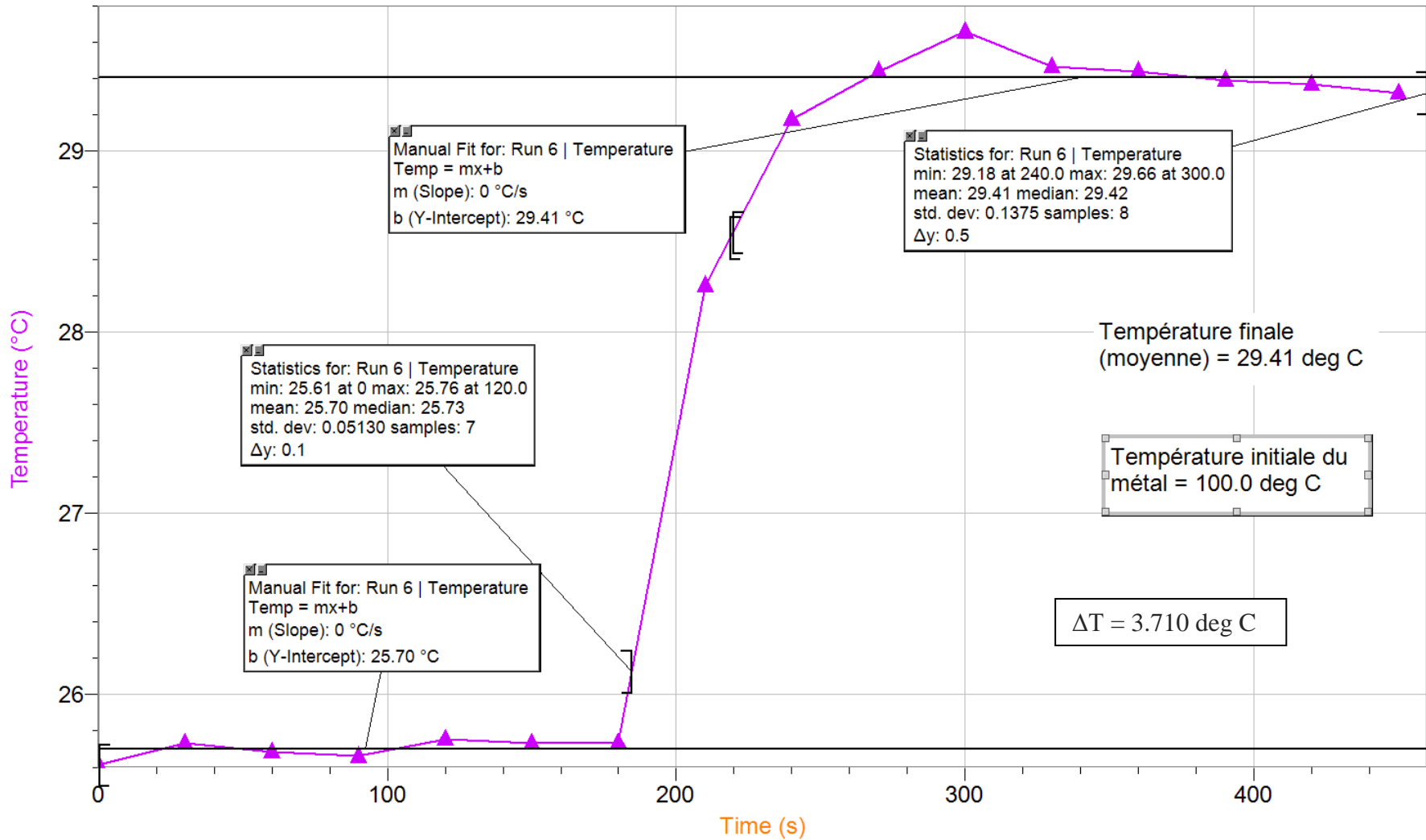
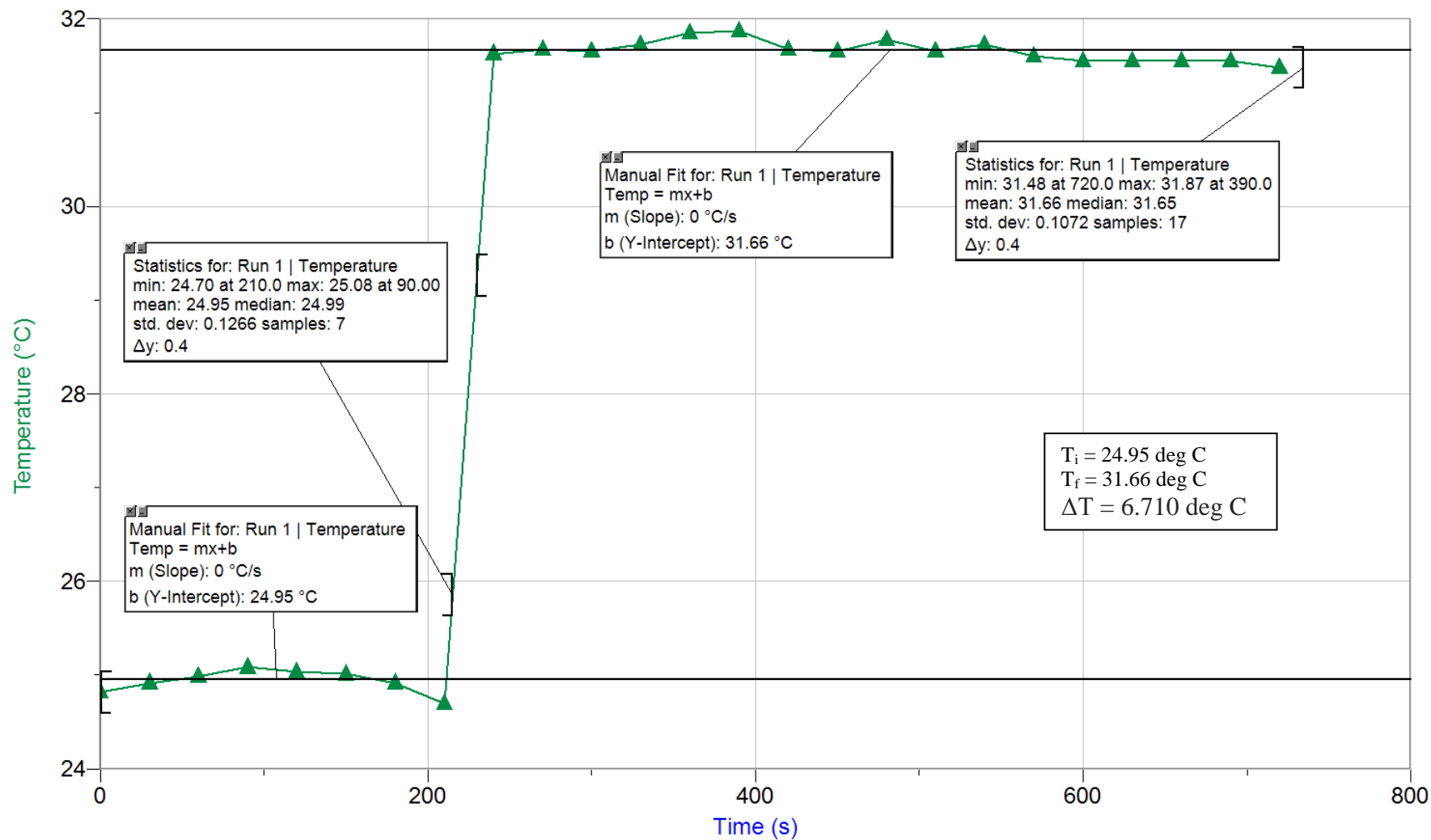


Figure 2. Essai 2 pour déterminer la chaleur massique du métal (Cu)



**Figure 3.** Essai 1 pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HCl



**Figure 4.** Essai 2 pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HCl

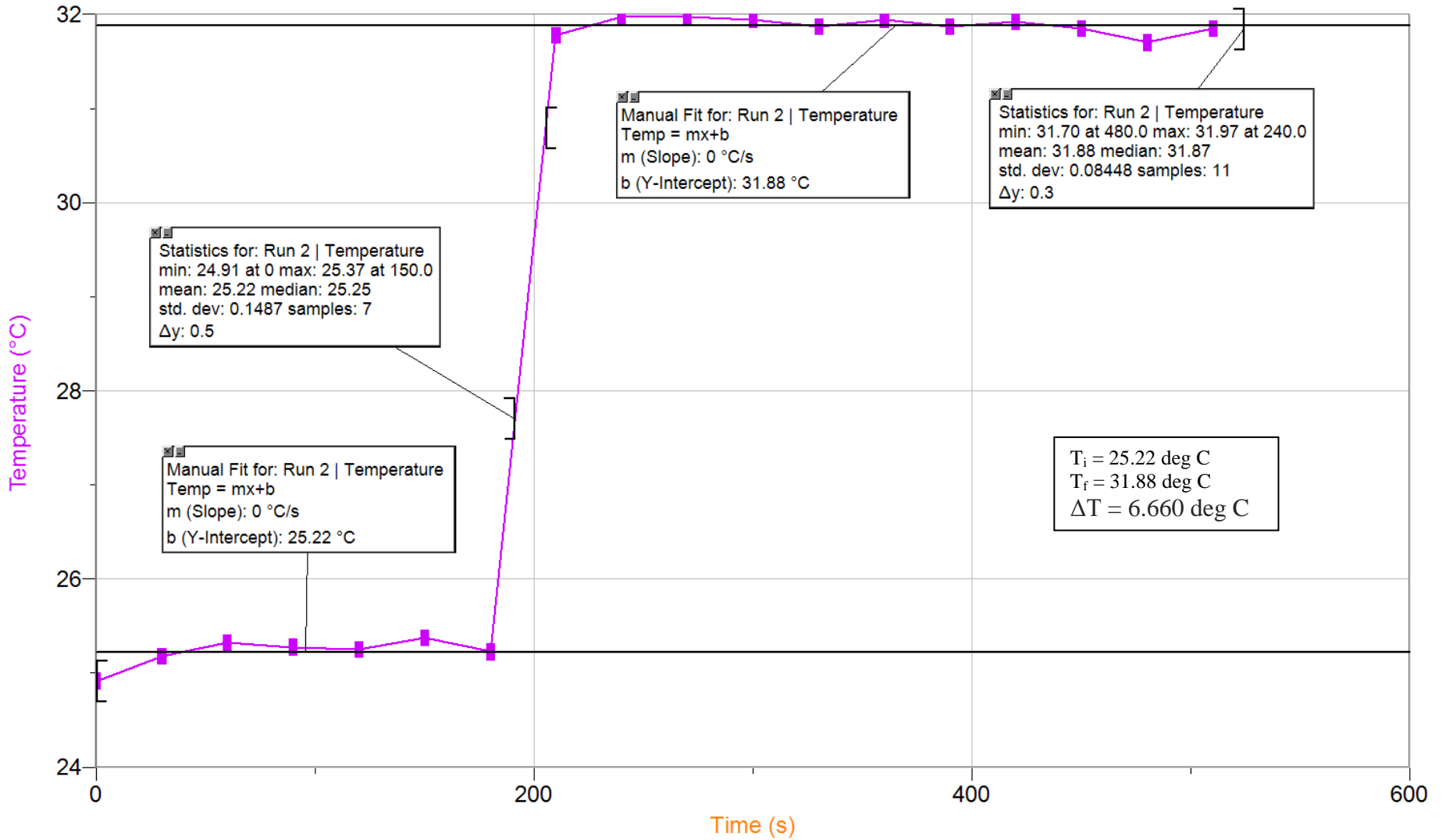


Figure 5. Essai 1 pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HNO<sub>3</sub>

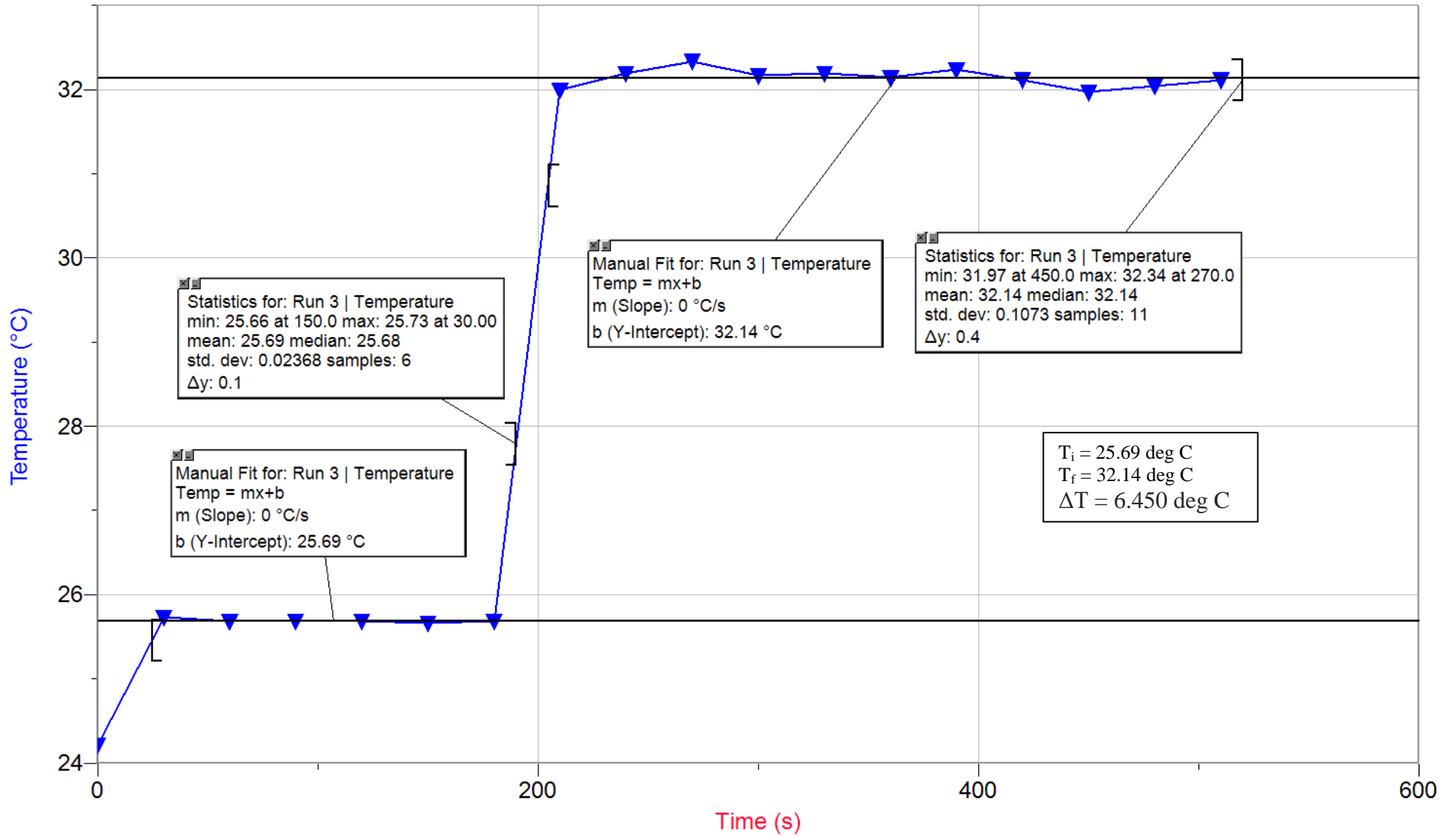


Figure 6. Essai 2 pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HNO<sub>3</sub>

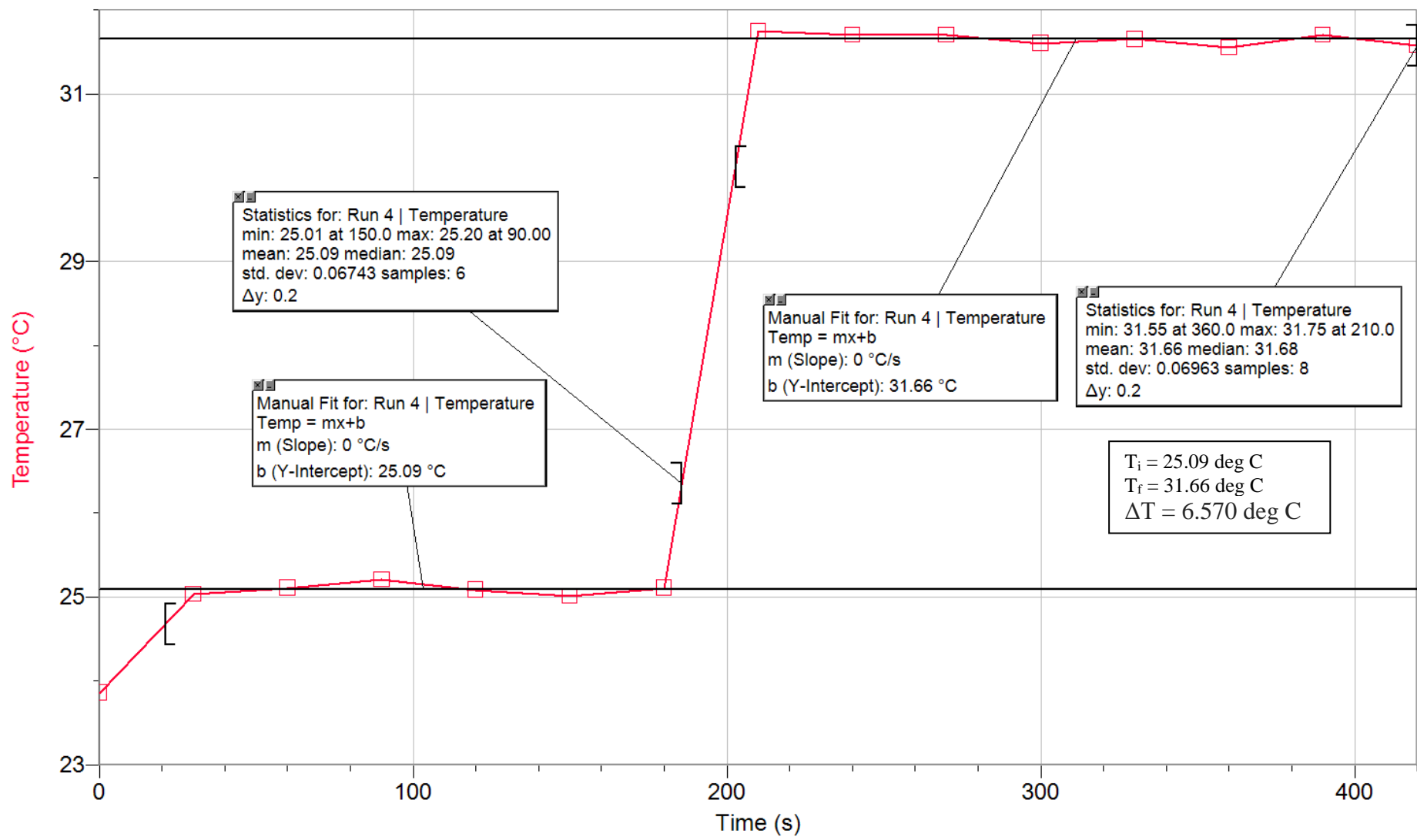
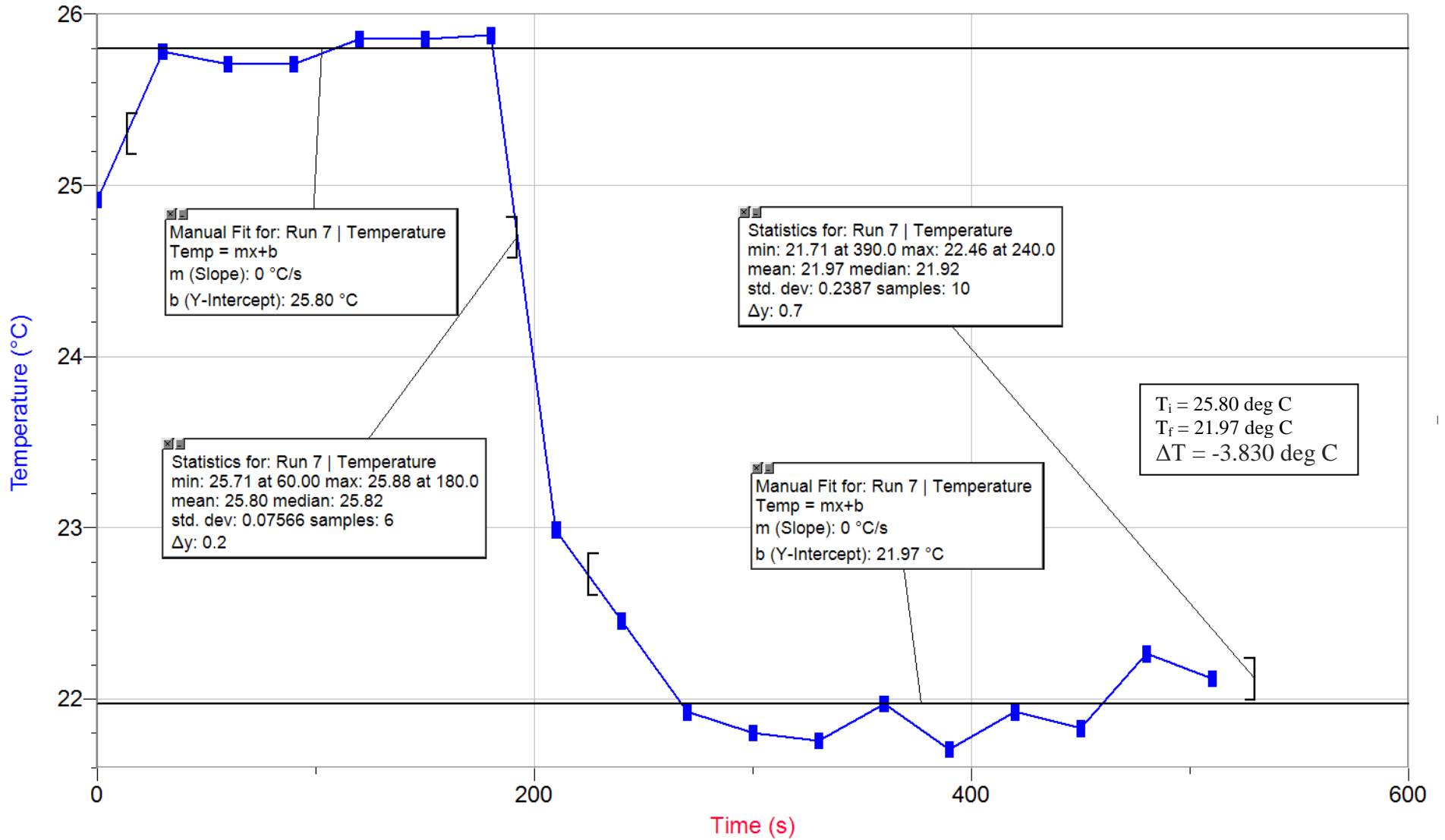
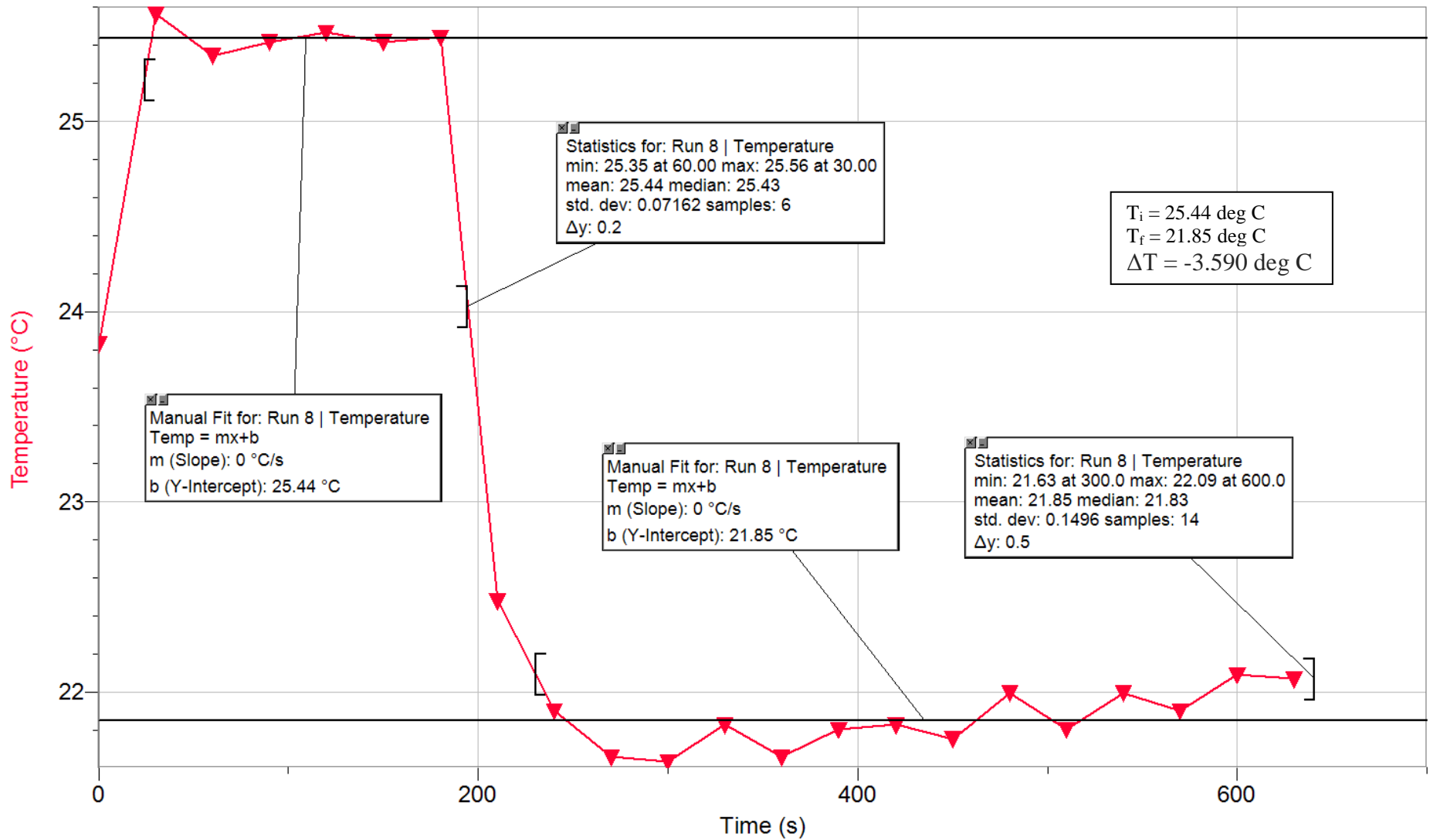


Figure 7. Essai 1 pour déterminer l'enthalpie de mise en solution du sel A



**Figure 8.** Essai 2 pour déterminer l'enthalpie de mise en solution du sel A



**Tableau 1.** Temps et température pour déterminer la chaleur massique du métal – Essai 1

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	25.4
30	25.6
60	25.6
90	25.6
120	25.7
150	25.6
180	25.5
210	28.8
240	28.6
270	28.6
300	28.5
330	28.5
360	28.5
390	28.5
420	28.6
450	28.7
480	28.6
510	28.5

**Tableau 2.** Temps et température pour déterminer la chaleur massique du métal – Essai 2

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	25.6
30	25.7
60	25.7
90	25.7
120	25.8
150	25.7
180	25.7
210	28.3
240	29.2
270	29.4
300	29.7
330	29.5
360	29.4
390	29.4
420	29.4
450	29.3

**Tableau 3.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HCl  
– Essai 1

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	24.8
30	24.9
60	25.0
90	25.1
120	25.0
150	25.0
180	24.9
210	24.7
240	31.6
270	31.7
300	31.7
330	31.7
360	31.8
390	31.9
420	31.7
450	31.7
480	31.8
510	31.7
540	31.7
570	31.6
600	31.6
630	31.6
660	31.6
690	31.6
720	31.5

**Tableau 4.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HCl  
– Essai 2

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	24.9
30	25.2
60	25.3
90	25.3
120	25.3
150	25.4
180	25.2
210	31.8
240	32.0
270	32.0
300	31.9
330	31.9
360	31.9
390	31.9
420	31.9
450	31.8
480	31.7
510	31.8

**Tableau 5.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HNO<sub>3</sub> – Essai 1

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	24.2
30	25.7
60	25.7
90	25.7
120	25.7
150	25.7
180	25.7
210	32.0
240	32.2
270	32.3
300	32.2
330	32.2
360	32.1
390	32.2
420	32.1
450	32.0
480	32.0
510	32.1

**Tableau 6.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HNO<sub>3</sub> – Essai 2

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	23.9
30	25.0
60	25.1
90	25.2
120	25.1
150	25.0
180	25.1
210	31.8
240	31.7
270	31.7
300	31.6
330	31.7
360	31.6
390	31.7
420	31.6

**Tableau 7.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de mise en solution du sel A – Essai 1

<b>Temps (s)</b>	<b>Température (°C)</b>
0	24.9
30	25.8
60	25.7
90	25.7
120	25.9
150	25.9
180	25.9
210	23.0
240	22.5
270	21.9
300	21.8
330	21.8
360	22.0
390	21.7
420	21.9
450	21.8
480	22.3
510	22.1

**Tableau 8.** Temps et température pour déterminer l'enthalpie de mise en solution du sel A –  
Essai 2

Temps (s)	Température (°C)
0	23.8
30	25.6
60	25.3
90	25.4
120	25.5
150	25.4
180	25.4
210	22.5
240	21.9
270	21.7
300	21.6
330	21.8
360	21.7
390	21.8
420	21.8
450	21.8
480	22.0
510	21.8
540	22.0
570	21.9
600	22.1
630	22.1

**Tableau 9.** Observations pour chaque essai

ESSAI	OBSERVATIONS
Cuivre (1)	- Le morceau de tuyau transparent qu'on devait utiliser pour bloquer le trou autour de la sonde était trop petit pour le trou où on insérait la sonde donc on ne l'a pas mis
Cuivre (2)	- Le morceau de tuyau n'était pas présent pour boucher le trou - Des fragments de métal ont resté collés dans le fond de l'éprouvette lorsqu'on a versé le métal dans le gobelet
HCl (1)	- Le morceau de tuyau n'était pas présent pour boucher le trou - <b>Une partie de la solution a été renversée du gobelet (dans le calorimètre) en agitant et n'a pas été remise pour être mesurée avec le reste de la solution; on n'a pas remarqué</b>
HCl (2)	- On a réussi à boucher le trou pour la sonde avec le morceau de tuyau transparent
HNO <sub>3</sub> (1)	- Le morceau de tuyau était présent pour boucher le trou
HNO <sub>3</sub> (2)	- Le morceau de tuyau a tombé dans la solution
Sel A (1)	- Le sel était complètement dissout à la fin de l'essai
Sel A (2)	- Le sel était complètement dissout à la fin de l'essai

**Tableau 10.** Données et Résultats pour la détermination de la chaleur massique du métal

<b>DONNÉES/RÉSULTATS</b>	<b>ESSAI 1</b>	<b>ESSAI 2</b>
Métal	Cuivre	Cuivre
Masse du métal (g)	10.1040	13.0188
Masse du gobelet vide (g)	1.9546	1.9546
Volume d'eau (mL)	20.0	20.0
Masse du gobelet et de l'eau (g)	21.8190	21.8190
Chaleur massique de l'eau (J/g°C)	4.184	4.184
Température de l'eau bouillante (°C)	100.0	100.0
Température initiale du métal (°C)	100.0	100.0
Température initiale de l'eau (°C)	25.58	25.70
Température finale moyenne du mélange (°C)	28.59	29.41
$\Delta T$ de l'eau (°C)	3.010	3.710
Masse de l'eau (g)	19.864	19.864
Quantité d'énergie absorbée par l'eau (J)	250	308
Changement de température du métal (°C)	-71.41	-70.59
Chaleur massique expérimentale du métal (J/g°C)	0.346	0.335
Chaleur massique réelle du métal (J/g°C)	0.385	0.385
Masse molaire approximative (expérimentale) du métal (g/mol)	72	75
Masse molaire réelle du métal (g/mol)	63.5	63.5
Pourcentage d'erreur pour la chaleur massique du métal	-10.1%	-12.9 %
Pourcentage d'erreur pour la masse molaire du métal	13 %	18 %

**Tableau 11.** Données et Résultats pour la détermination de l'enthalpie de neutralisation du NaOH et du HCl

<b>DONNÉES/RÉSULTATS</b>	<b>ESSAI 1</b>	<b>ESSAI 2</b>
Masse du gobelet (g)	1.9546	1.9546
Volume du HCl (mL)	50.0	49.5
Concentration du HCl (mol/L)	1.1	1.1
Volume du NaOH (mL)	50.0	49.5
Concentration du NaOH (mol/L)	1.0	1.0
Température initiale du NaOH (°C)	24.95	25.22
Température initiale du HCl (°C)	24.95	25.22
Température finale de la solution (°C)	31.66	31.88
$\Delta T$ de la solution (°C)	6.710	6.660
Masse du gobelet et de la solution (g)	56.8850	102.2609
Masse mesurée de la solution (g)	54.930	100.31
Masse calculée de la solution (g)	100	99.0
Chaleur massique de l'eau (J/g°C)	4.184	4.184
Chaleur massique de la solution (J/g°C)	4.184	4.184
Densité de la solution (g/mL)	1.00	1.00
Volume de la solution finale (mL)	100	99.0
Énergie libérée par la neutralisation (J)	1542	2795
Nombre de moles d'OH <sup>-</sup> (mol)	0.050	0.050
Nombre de moles de H <sub>2</sub> O (mol)	0.050	0.050
Enthalpie de neutralisation expérimentale (J/mol)	- 3.1 x 10 <sup>4</sup>	- 5.6 x 10 <sup>4</sup>
Enthalpie de neutralisation réelle (J/mol)	-5.58 x 10 <sup>4</sup>	-5.58 x 10 <sup>4</sup>
Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de neutralisation	- 44.4 %	0.358 %

**Tableau 12.** Données et Résultats pour la détermination de l'enthalpie de neutralisation du NaOH et du HNO<sub>3</sub>

<b>DONNÉES/RÉSULTATS</b>	<b>ESSAI 1</b>	<b>ESSAI 2</b>
Masse du gobelet (g)	1.9546	1.9546
Volume du HNO <sub>3</sub> (mL)	49.5	49.5
Concentration du HNO <sub>3</sub> (M)	1.1	1.1
Volume du NaOH (mL)	50.0	49.5
Concentration du NaOH (M)	1.0	1.0
Température initiale du NaOH (°C)	25.69	25.09
Température initiale du HNO <sub>3</sub> (°C)	25.69	25.09
Température finale de la solution (°C)	32.14	31.66
Masse du gobelet et de la solution finale (g)	102.3050	102.0173
ΔT de la solution (°C)	6.450	6.570
Densité de la solution (g/mL)	1.0	1.0
Volume de la solution finale (mL)	99.5	99.0
Masse calculée de la solution finale (g)	99	99
Masse mesurée de la solution finale (g)	100.35	100.06
Énergie libérée par la neutralisation (J)	-2708	-2750
Nombre de moles d'OH <sup>-</sup> (mol)	0.050	0.050
Nombre de moles de H <sub>2</sub> O (mol)	0.050	0.050
Enthalpie de neutralisation expérimentale (J/mol)	- 5.4 x 10 <sup>4</sup>	- 5.5 x 10 <sup>4</sup>
Enthalpie de neutralisation réelle (J/mol)	-5.58 x 10 <sup>4</sup>	-5.58 x 10 <sup>4</sup>
Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de neutralisation	- 3.22 %	-1.43 %

**Tableau 13.** Données et Résultats pour la détermination de l'enthalpie de mise en solution d'un sel inconnu

<b>DONNÉES/RÉSULTATS</b>	<b>ESSAI 1</b>	<b>ESSAI 2</b>
Lettre du sel	A	A
Masse du gobelet (g)	1.9546	1.9546
Masse du sel (g)	1.3829	1.5521
Volume d'eau (mL)	20.0	20.5
Masse du gobelet et de l'eau (g)	21.5500	22.0150
Masse du gobelet et de la solution (g)	22.1597	23.8154
Température initiale de l'eau (°C)	25.80	25.44
Température finale de la solution (°C)	21.97	21.85
$\Delta T$ de la solution (°C)	-3.830	-3.590
Masse mesurée de la solution (g)	20.205	21.861
Énergie absorbée par la solution (J)	295.2	299.4
Nombre de moles de sel (mol)	0.01855	0.02082
Enthalpie de mise en solution expérimentale (J/mol)	$1.591 \times 10^4$	$1.438 \times 10^4$
Enthalpie de mise en solution réelle (J/mol)	$1.7220 \times 10^4$	$1.7220 \times 10^4$
Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de mise en solution	-7.61 %	-16.5 %

## Calculs

### Détermination de la chaleur massique du métal (Cu), Essai 1

*Changement de température de l'eau:*

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{eau}} &= T_{\text{f eau}} - T_{\text{i eau}} \\ &= 28.59 \text{ }^\circ\text{C} - 25.58 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 3.010 \text{ }^\circ\text{C}\end{aligned}$$

*Masse de l'eau:*

$$\begin{aligned}m_{\text{eau}} &= m_{\text{gobelet + eau}} - m_{\text{gobelet}} \\ &= 21.8190 \text{ g} - 1.9546 \text{ g} \\ &= 19.864 \text{ g}\end{aligned}$$

*Quantité d'énergie absorbée par l'eau:*

$$\begin{aligned}Q_{\text{eau}} &= m_{\text{eau}} * c_{\text{eau}} * \Delta T_{\text{eau}} \\ &= 19.864 \text{ g} * 4.184 \text{ J/g}^\circ\text{C} * 3.010 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= 250 \text{ J}\end{aligned}$$

*Changement de température du métal:*

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{métal}} &= T_{\text{f métal}} - T_{\text{i métal}} \\ &= 28.59 \text{ }^\circ\text{C} - 100.0 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= -71.41 \text{ }^\circ\text{C}\end{aligned}$$

*Chaleur massique du métal:*

$$E_{\text{métal}} = - E_{\text{eau}}$$

$$m_{\text{métal}} * c_{\text{métal}} * \Delta T_{\text{métal}} = - E_{\text{eau}}$$

$$c_{\text{métal}} = \frac{- E_{\text{eau}}}{m_{\text{métal}} * \Delta T_{\text{métal}}}$$

$$c_{\text{métal}} = \frac{- 250 \text{ J}}{10.1040 \text{ g} * -71.41 \text{ }^\circ\text{C}}$$

$$c_{\text{métal}} = 0.346 \text{ J/g}^\circ\text{C}$$

*Masse molaire approximative du métal:*

$$s_{\text{métal}} * MM_{\text{métal}} \approx 25 \text{ J/mol}^\circ\text{C}$$

$$\approx \frac{25 \text{ J/mol}^\circ\text{C}}{s_{\text{métal}}}$$

$$\approx \frac{25 \text{ J/mol}^\circ\text{C}}{0.346 \text{ J/g}^\circ\text{C}}$$

$$\approx 72 \text{ g/mol}$$

*Pourcentage d'erreur pour la chaleur massique du métal:*

$$\text{Pourcentage d'erreur} = \frac{s_{\text{expérimentale}} - s_{\text{réelle}}}{s_{\text{réelle}}} * 100 \%$$

$$= \frac{0.346 \text{ J/g}^\circ\text{C} - 0.385 \text{ J/g}^\circ\text{C}}{0.385 \text{ J/g}^\circ\text{C}} * 100 \%$$

$$= -0.101 * 100 \%$$

$$= -10.1 \%$$

*Pourcentage d'erreur pour la masse molaire du métal:*

$$\text{Pourcentage d'erreur} = \frac{MM_{\text{expérimentale}} - MM_{\text{réelle}}}{MM_{\text{réelle}}} * 100 \%$$

$$= \frac{72 \text{ g/mol} - 63.5 \text{ g/mol}}{63.5 \text{ g/mol}} * 100 \%$$

$$= 0.13 * 100 \%$$

$$= 13 \%$$

## Détermination de l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HCl, Essai 2

*Changement de température de la solution:*

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{sln}} &= T_{\text{f sln}} - T_{\text{i sln}} \\ &= 31.88 \text{ }^{\circ}\text{C} - 25.22 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ &= 6.660 \text{ }^{\circ}\text{C}\end{aligned}$$

*Volume de la solution finale:*

$$\begin{aligned}V_{\text{sln finale}} &= V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}} \\ &= 49.5 \text{ mL} + 49.5 \text{ mL} \\ &= 99.0 \text{ mL}\end{aligned}$$

*Masse calculée de la solution finale :*

$$\begin{aligned}m_{\text{sln finale}} &= \rho_{\text{sln}} * V_{\text{sln finale}} \\ &= 1.0 \text{ g/mL} * 99.0 \text{ mL} \\ &= 99 \text{ g}\end{aligned}$$

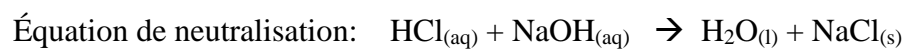
*Masse mesurée de la solution finale :*

$$\begin{aligned}m_{\text{sln finale}} &= m_{\text{sln + gobelet}} - m_{\text{gobelet}} \\ &= 102.2609 \text{ g} - 1.9546 \text{ g} \\ &= 100.31 \text{ g}\end{aligned}$$

*Quantité d'énergie libérée par la neutralisation:*

$$\begin{aligned}Q_{\text{N}} &= - m_{\text{sln}} * s_{\text{sln}} * \Delta T_{\text{sln}} \\ &= - 100.31 \text{ g} * 4.184 \text{ J/g }^{\circ}\text{C} * 6.660 \text{ }^{\circ}\text{C} \\ &= - 2795 \text{ J}\end{aligned}$$

Nombre de moles du réactif limitant ( $\text{OH}^-_{(aq)}$ )



$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}}$$

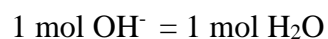
$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

$$n_{\text{OH}^-} = [\text{NaOH}] * V_{\text{NaOH}}$$

$$= 1.0 \text{ mol/L} * 0.0495 \text{ L}$$

$$= 0.050 \text{ mol}$$

Nombre de moles d'eau



$$x = 0.050 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Enthalpie de neutralisation par mole d'eau

$$\Delta H_N = \frac{q_N}{n_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$= \frac{-2795 \text{ J}}{0.050 \text{ mol}}$$

$$= -5.6 \times 10^4 \text{ J/mol}$$

*Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de neutralisation:*

$$\begin{aligned}\text{Pourcentage d'erreur} &= \frac{\Delta H_{\text{expérimentale}} - \Delta H_{\text{réelle}}}{\Delta H_{\text{réelle}}} * 100 \% \\ &= \frac{-5.6 \times 10^4 - (-5.58 \times 10^4)}{-5.58 \times 10^4} * 100 \% \\ &= 0.00358 * 100 \% \\ &= \boxed{0.358 \%}\end{aligned}$$

### **Détermination de l'enthalpie de neutralisation de NaOH et HNO<sub>3</sub>, Essai 2**

*Changement de température de la solution:*

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{sln}} &= T_{\text{f sln}} - T_{\text{i sln}} \\ &= 31.66 \text{ }^\circ\text{C} - 25.09 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= \boxed{6.570 \text{ }^\circ\text{C}}\end{aligned}$$

*Volume de la solution finale:*

$$\begin{aligned}V_{\text{sln finale}} &= V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HNO}_3} \\ &= 49.5 \text{ mL} + 49.5 \text{ mL} \\ &= \boxed{99.0 \text{ mL}}\end{aligned}$$

*Masse calculée de la solution finale :*

$$\begin{aligned}m_{\text{sln finale}} &= \rho_{\text{sln}} * V_{\text{sln finale}} \\ &= 1.0 \text{ g/mL} * 99.0 \text{ mL} \\ &= \boxed{99 \text{ g}}\end{aligned}$$

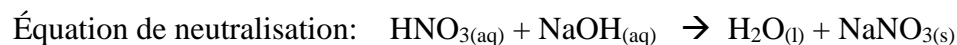
*Masse mesurée de la solution finale :*

$$\begin{aligned}m_{\text{sln finale}} &= m_{\text{sln}} + m_{\text{gobelet}} - m_{\text{gobelet}} \\ &= 102.0173 \text{ g} - 1.9546 \text{ g} \\ &= \boxed{100.06 \text{ g}}\end{aligned}$$

*Quantité d'énergie libérée par la neutralisation:*

$$\begin{aligned} Q_N &= - m_{\text{sln}} * c_{\text{sln}} * \Delta T_{\text{sln}} \\ &= - 100.06 \text{ g} * 4.184 \text{ J/g } ^\circ\text{C} * 6.570 \text{ } ^\circ\text{C} \\ &= - 2750\text{J} \end{aligned}$$

*Nombre de moles du réactif limitant ( $\text{OH}^-_{(aq)}$ )*



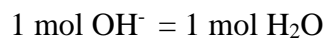
$$n_{\text{OH}^-} = n_{\text{NaOH}}$$

$$[\text{NaOH}] = \frac{n_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

$$\begin{aligned} n_{\text{OH}^-} &= [\text{NaOH}] * V_{\text{NaOH}} \\ &= 1.0 \text{ mol/L} * 0.0495 \text{ L} \end{aligned}$$

$$= 0.050 \text{ mol}$$

*Nombre de moles d'eau*



$$x = 0.050 \text{ mol H}_2\text{O}$$

*Enthalpie de neutralisation par mole d'eau*

$$\begin{aligned}\Delta H_N &= \frac{q_N}{n_{H_2O}} \\ &= \frac{-2750 \text{ J}}{0.050 \text{ mol}}\end{aligned}$$

$$\boxed{= -5.5 \times 10^4 \text{ J/mol}}$$

*Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de neutralisation:*

$$\begin{aligned}\text{Pourcentage d'erreur} &= \frac{\Delta H_{\text{expérimentale}} - \Delta H_{\text{réelle}}}{\Delta H_{\text{réelle}}} * 100 \% \\ &= \frac{-5.5 \times 10^4 - (-5.58 \times 10^4)}{-5.58 \times 10^4} * 100 \% \\ &= -0.0143 * 100 \%\end{aligned}$$

$$\boxed{= -1.43 \%}$$

**Détermination de l'enthalpie de mise en solution d'un sel inconnu (sel A), Essai 1**

*Changement de température de la solution:*

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{sln}} &= T_{\text{f sltn}} - T_{\text{i sltn}} \\ &= 21.97 \text{ }^\circ\text{C} - 25.80 \text{ }^\circ\text{C} \\ &= -3.830 \text{ }^\circ\text{C}\end{aligned}$$

*Masse mesurée de la solution:*

$$\begin{aligned}m_{\text{sln}} &= m_{\text{sln+gobelet}} - m_{\text{gobelet}} \\ &= 22.1579 \text{ g} - 1.9546 \text{ g} \\ &= 20.205 \text{ g}\end{aligned}$$

*Énergie absorbée par la solution :*

$$\begin{aligned} Q_{\text{sln}} &= - m_{\text{sln}} * c_{\text{sln}} * \Delta T_{\text{sln}} \\ &= - 20.2051 \text{ g} * 3.815 \text{ J/g } ^\circ\text{C} * -3.830 \text{ } ^\circ\text{C} \\ &= 295.0 \text{ J} \end{aligned}$$

*Nombre de moles de sel :*

$$\begin{aligned} n_{\text{sel}} &= \frac{m_{\text{sel}}}{MM_{\text{sel}}} \\ &= \frac{1.3829 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}} \\ &= 0.01855 \text{ mol} \end{aligned}$$

*Enthalpie de mise en solution*

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{sln}} &= \frac{Q_{\text{sln}}}{n_{\text{sel}}} \\ &= \frac{295 \text{ J}}{0.01855 \text{ mol}} \\ &= 1.591 \times 10^4 \text{ J/mol} \end{aligned}$$

*Pourcentage d'erreur pour l'enthalpie de mise en solution:*

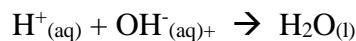
$$\begin{aligned} \text{Pourcentage d'erreur} &= \frac{\Delta H_{\text{expérimentale}} - \Delta H_{\text{réelle}}}{\Delta H_{\text{réelle}}} * 100 \% \\ &= \frac{1.591 \times 10^4 \text{ J/mol} - 1.722 \times 10^4 \text{ J/mol}}{1.722 \times 10^4 \text{ J/mol}} * 100 \% \\ &= -0.0761 * 100 \% \\ &= -7.61 \% \end{aligned}$$

## Discussion

Dans cette expérience, nous avons déterminé des valeurs scientifiques à l'aide de données obtenues en laboratoire et de calculs spécifiques. Pour la chaleur massique du métal, les valeurs obtenues pour les essais 1 et 2 étaient respectivement 10.1% et 12.9% plus petites qu'elles devraient l'être. Comme ces pourcentages sont assez petits, les valeurs sont quand même raisonnables malgré leur inexactitude. C'était similaire pour la masse molaire approximative : les valeurs calculées étaient 13% et 18% trop grandes. Les résultats pour la section du métal étaient assez proches des valeurs attendues; le  $s_{\text{métal}}$  était positif comme prévu.

Pour déterminer la masse de la solution dans la section d'enthalpie de neutralisation, on pouvait soit la calculer à partir du volume et de la densité de la solution ou on pouvait soustraire la masse du gobelet de la masse mesurée au labo. La valeur du volume a été déterminée à l'œil nu (en lisant le cylindre gradué) tandis que la masse a été mesurée à l'aide d'une balance analytique extrêmement précise. Pour cette raison, la valeur obtenue à partir de la masse mesurée est plus exacte.

Des quatre valeurs obtenues pour l'enthalpie de neutralisation d'une base avec un acide fort, trois étaient très proches de la valeur réelle, soit  $-5.58 \times 10^4$  J/mol. La quatrième était fautive dû à une erreur qui s'est produite lors de l'expérience. Malgré cette erreur, on peut observer selon nos résultats que l'enthalpie de neutralisation est la même pour tous les acides forts. En théorie, c'est car les divers réactions de neutralisation ont la même équation ionique nette :



Puisque les équations ioniques nettes sont les mêmes, les versions thermochimiques de ces équations sont les mêmes; on libère la même quantité de chaleur car on forme la même chose dans les deux cas. Ceci étant dit, si on veut l'enthalpie de neutralisation d'un acide fort, on peut simplement rechercher la variation d'enthalpie de la réaction ci-dessus. Puisque la valeur de  $\Delta H_N$  est négative, la réaction de neutralisation est exothermique, ce qui était attendu.

Pour le sel inconnu, les valeurs d'enthalpie de mise en solution étaient -7.61% pour l'essai 1 et -16.5% pour l'essai 2. Ceci montre qu'elles étaient généralement plus petites que la valeur réelle, mais elles sont quand même raisonnables dû à la marge d'erreur relativement petite. L'enthalpie de mise en solution négative signifie que la dissolution était endothermique, ce qui était attendu. En somme, les résultats obtenus démontrent que la théorie résumée dans l'introduction s'avère valable; les valeurs obtenues sont relativement proches de la réalité.

Les résultats non-valables ainsi que les inexactitudes mineures qui ont survenus sont reliées aux erreurs dans la démarche et aux sources d'erreurs inhérentes de l'expérience. Un exemple d'erreur dans la démarche était le renversement de la solution dans l'essai 1 pour déterminer l'enthalpie de neutralisation du HCL et du NaOH. Le fait que le liquide s'est échappé a résulté en une mesure plus petite de la masse ( $m_{\text{sltn} + \text{gobelet}}$ ), ce qui a diminué la valeur de  $\Delta H_N$  assez pour la rendre non-valable. Mais ceci est pourquoi nous avons toujours plus qu'un essai dans une expérience de chimie; on peut opter d'utiliser le meilleur des deux. Les erreurs inhérentes de l'expérience étaient surtout reliées à l'isolation du calorimètre. Dans l'expérience, nous avons considérés le calorimètre un système isolé, mais en réalité il y avait des pertes de chaleur. De nombreux facteurs contribuaient à ces pertes; l'enlèvement du couvercle, le trou autour de la sonde, des fissures dans le calorimètre en styromousse. Une autre source d'erreur a pu être l'agitation du calorimètre, qui faisait en sorte que le thermomètre ne soit pas toujours en contact avec une solution ayant une température uniforme.

Pour les graphiques, j'ai analysé la moyenne des températures avant et après la réaction. Pour les graphiques de  $\text{HNO}_3$  (Fig. 5, Fig. 6) et ceux du sel A (Fig. 7, Fig. 8), il y avait une température basse au début qui montait et devenait stable avant que le changement chimique ou physique se produise. Cette température basse représentait probablement la température du thermomètre qui était plus froid suite à être exposé à l'air et non la température de la solution. Pour cette raison, j'ai omis cette donnée au début de chacun de ces quatre graphiques. Pendant les essais pour le sel A (Fig. 7, Fig. 8), il y avait une température enregistrée (dans chaque graphique) vers la fin de la dissolution qui s'éloignait de la moyenne des températures suite au changement. J'ai omis ces températures dans le calcul de la moyenne car je trouvais qu'ils représentaient une température « intermédiaire » plutôt que finale.

## Conclusion

Les chaleurs massiques du métal obtenus étaient de  $0.346 \text{ J/g}^\circ\text{C}$  pour l'essai 1 et de  $0.335 \text{ J/g}^\circ\text{C}$  pour l'essai 2. Les masses molaires approximatives obtenues étaient de  $72 \text{ g/mol}$  pour l'essai 1 et  $75 \text{ g/mol}$  pour l'essai 2. Les variations d'enthalpie obtenues pour le  $\text{HCl}$  dans les essais 1 et deux étaient, respectivement,  $-3.1 \times 10^4 \text{ J/mol}$  et  $-5.6 \times 10^4 \text{ J/mol}$ . Les variations d'enthalpie obtenues pour le  $\text{HNO}_3$  dans les essais 1 et deux étaient, respectivement,  $-5.4 \times 10^4 \text{ J/mol}$  et  $-5.5 \times 10^4 \text{ J/mol}$ . Les enthalpies de mise en solution obtenues étaient de  $1.591 \times 10^4 \text{ J/mol}$  et  $1.438 \times 10^4 \text{ J/mol}$ .

## Références

Dr. Rashmi Venkateswaran, Tout Autour, La Chimie Nous Entoure, Exp. 2, 2000, p. 33-36

*Alloprof*, Chaleur massique du cuivre, consulté le 17 octobre 2015 :

[http://bv.alloprof.qc.ca/chimie/l'aspect-energetique-des-transformations/la-calorimetrie-\(q=mstarcstardeltat\)/la-capacite-thermique-massique-de-quelques-substances.aspx](http://bv.alloprof.qc.ca/chimie/l'aspect-energetique-des-transformations/la-calorimetrie-(q=mstarcstardeltat)/la-capacite-thermique-massique-de-quelques-substances.aspx)

*Web-Sciences*, Masse molaire du cuivre, consulté le 17 octobre 2015 : <http://www.web-sciences.com/index/elements.php>

*colostate.edu*, Enthalpies de mise en solution, consulté le 18 octobre 2015 :

[http://sites.chem.colostate.edu/diverdi/all\\_courses/CRC%20reference%20data/enthalpies%20of%20solution%20of%20electrolytes.pdf](http://sites.chem.colostate.edu/diverdi/all_courses/CRC%20reference%20data/enthalpies%20of%20solution%20of%20electrolytes.pdf)

*University of Waterloo*, Enthalpie de neutralisation de HCl et HNO<sub>3</sub> avec NaOH, consulté le 17 octobre 2015 : <https://uwaterloo.ca/chemistry/undergraduate-studies/course/chem-1201>

*Université de Geneve*, Enthalpie de neutralisation acides forts, consulté le 17 octobre 2015

[https://www.unige.ch/sciences/chiam/williams/tp/Pharmacie/02\\_Thermochimie.pdf](https://www.unige.ch/sciences/chiam/williams/tp/Pharmacie/02_Thermochimie.pdf)

Annexes

Données brutes

David Campbell  
8154025

Données/Observations

Neutralisation (x4)

HCl

①  $V_{\text{acide}} = 50 \text{ mL } (1.1 \text{ M})$   
 $V_{\text{base}} = 50 \text{ mL } (1.0 \text{ M})$

Masse du gobelet = 1.9546 g

Masse gobelet + solution = 56.8850g \*

Observations: calorimètre pas complètement fermé (tuyau pour sonde est trop petite)  
 \* en agitant, solution a déversé dans calorimètre (hors du gobelet) (on ne l'a pas remis)

---

②  $V_{\text{base}} = 49.5 \text{ mL } (1.0 \text{ M})$   
 $V_{\text{acide}} = 49.5 \text{ mL } (1.1 \text{ M})$

HNO<sub>3</sub>

Masse gobelet + solution = 102.2609g

Observations: pas de \*  
 on a réussi à mettre le tuyau pour sonde → plus fermé

---

③  $V_{\text{acide}} = 49.5 \text{ mL } (1.1 \text{ M})$   
 $V_{\text{base}} = 50 \text{ mL } (1.0 \text{ M})$

Masse gobelet + solution = 102.3050g

Observations: pas de \*  
~~se monte avant de mettre~~

---

④  $V_{\text{acide}} = 49.5 \text{ mL}$   
 $V_{\text{base}} = 49.5 \text{ mL } (1.0 \text{ M})$

Masse gobelet + solution = 102.0173g

Observations: tuyau a trotté dans la solution post-rxn

---

Métal (Cuirre)

$t^{\circ} \text{ eau bouillante} = 100^{\circ} \text{C}$

$M_{\text{métal}} = 10.1040 \text{g}$   
 $V_{\text{eau}} = \del{50 \text{ mL}} 20.0 \text{ mL}$

Masse gobelet = 21.8190g

Observations: on a posé mis le tuyau

---

②  $M_{\text{métal}} = 13.0188 \text{g}$   
 $V_{\text{eau}} = 20.0 \text{ mL}$

$t^{\circ} \text{ eau bouillante} = 100^{\circ} \text{C}$   
 $M_{\text{eau + gobelet}} = 21.8190 \text{g}$

Observations: pas de tuyau  
 fragments de métal restent pris/colés dans l'éprouvette

Mise en solution (A)

①  $m_{\text{sel}} = 1.3829 \text{ g}$   
 $V_{\text{eau}} = 20 \text{ mL}$

~~$m_{\text{sel}} + \text{goblet} = 21.5500 \text{ g}$~~   
 ~~$\text{sel}$~~   
 ~~$\text{eau}$~~

~~$m_{\text{solution}} + \text{goblet} = 22.1597 \text{ g}$~~

~~observations: sel complètement dissout~~

②  $m_{\text{sel}} = 1.5521 \text{ g}$   
 $V_{\text{eau}} = 20.5 \text{ mL}$

~~$m_{\text{sel}} + \text{goblet} = 22.0150 \text{ g}$~~   
 ~~$\text{sel}$~~   
 ~~$\text{eau}$~~

~~$m_{\text{solution}} + \text{goblet} = 23.8154 \text{ g}$~~

~~observations: sel complètement dissout~~

*Données brutes copiées de LoggerPro*

Run 1		Run 2		Run 3		Run 4		Run 5		Run 6		Run 7		Run 8	
Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)	Time (s)	Temp (°C)
0	24.8	0	24.9	0	24.2	0	23.9	0	25.4	0	25.6	0	24.9	0	23.8
30	24.9	30	25.2	30	25.7	30	25.0	30	25.6	30	25.7	30	25.8	30	25.6
60	25.0	60	25.3	60	25.7	60	25.1	60	25.6	60	25.7	60	25.7	60	25.3
90	25.1	90	25.3	90	25.7	90	25.2	90	25.6	90	25.7	90	25.7	90	25.4
120	25.0	120	25.3	120	25.7	120	25.1	120	25.7	120	25.8	120	25.9	120	25.5
150	25.0	150	25.4	150	25.7	150	25.0	150	25.6	150	25.7	150	25.9	150	25.4
180	24.9	180	25.2	180	25.7	180	25.1	180	25.5	180	25.7	180	25.9	180	25.4
210	24.7	210	31.8	210	32.0	210	31.8	210	28.8	210	28.3	210	23.0	210	22.5
240	31.6	240	32.0	240	32.2	240	31.7	240	28.6	240	29.2	240	22.5	240	21.9
270	31.7	270	32.0	270	32.3	270	31.7	270	28.6	270	29.4	270	21.9	270	21.7
300	31.7	300	31.9	300	32.2	300	31.6	300	28.5	300	29.7	300	21.8	300	21.6
330	31.7	330	31.9	330	32.2	330	31.7	330	28.5	330	29.5	330	21.8	330	21.8
360	31.8	360	31.9	360	32.1	360	31.6	360	28.5	360	29.4	360	22.0	360	21.7
390	31.9	390	31.9	390	32.2	390	31.7	390	28.5	390	29.4	390	21.7	390	21.8
420	31.7	420	31.9	420	32.1	420	31.6	420	28.6	420	29.4	420	21.9	420	21.8
450	31.7	450	31.8	450	32.0			450	28.7	450	29.3	450	21.8	450	21.8
480	31.8	480	31.7	480	32.0			480	28.6			480	22.3	480	22.0
510	31.7	510	31.8	510	32.1			510	28.5			510	22.1	510	21.8
540	31.7													540	22.0
570	31.6													570	21.9
600	31.6													600	22.1
630	31.6													630	22.1
660	31.6														
690	31.6														
720	31.5														