

# LA PRÉCISION DES INSTRUMENTS

**Appareils Jaugés :** Les incertitudes sont parfois fournies par le fabricant et varient d'une marque à l'autre. Consulter les tableaux suivants autrement :

## Pipettes jaugées

Volume x (mL)	Incertitude	
	Absolute $\Delta x$ (mL)	Relative $\Delta x$ /x .100 (%)
1,000	$\pm 0,006$	$\pm 0,6$
2,000	$\pm 0,006$	$\pm 0,3$
5,00	$\pm 0,01$	$\pm 0,2$
10,00	$\pm 0,02$	$\pm 0,2$
25,00	$\pm 0,03$	$\pm 0,12$
50,00	$\pm 0,05$	$\pm 0,1$

## Ballons ( fioles ) jaugés

Volume x (mL)	Incertitude	
	Absolute $\Delta x$ (mL)	Relative $\Delta x$ /x .100 (%)
25,00	$\pm 0,03$	$\pm 0,12$
50,00	$\pm 0,05$	$\pm 0,1$
100,00	$\pm 0,08$	$\pm 0,08$
250,00	$\pm 0,1_2$	$\pm 0,048$
500,00	$\pm 0,4_0$	$\pm 0,08$
1000,00	$\pm 0,3_0$	$\pm 0,03$

*Remarque :* Le fabricant indique parfois des incertitudes relatives (en %). Si on les utilise dans les calculs d'incertitude, il ne faut pas oublier de les ramener en fraction simple. ( $\Delta x/x$ ) (Sans pourcentage).

**Appareils gradué :** L'incertitude absolue est égale à la demie de la plus petite graduation

## Pipettes graduées, burettes, volumes par différence

Puisqu'elles nécessitent *deux* lectures (1<sup>er</sup> ajustement du zéro, 2<sup>e</sup> lecture du volume écoulé), leur incertitude est égale à la plus petite graduation.

On effectue *deux* lectures :

Par exemple : pour  $V = 10,00$  mL sur une burette au dixième de millilitre.

1<sup>er</sup> Ajustement du zéro :

$0,00 \pm 0,05$  mL (incertitude =  $\frac{1}{2}$  de la plus petite graduation)

2<sup>e</sup> lecture du volume (V) écoulé :

$10,00 \pm 0,05$  mL (incertitude =  $\frac{1}{2}$  de la plus petite graduation)

Donc, le volume (V) lu est :

$10,0 \pm 0,1$  mL (les incertitudes s'additionnent)

## Thermomètre gradués

Ils ne nécessitent pas d'ajustement du zéro, de sorte que leur incertitude est égale à la demie de la plus petite graduation.

Ex :  $10,0 \pm 0,5$  °C Pour un thermomètre gradué au 1°C

## Appareils électroniques (tels les balances de table)

Sauf avis contraire (selon le fabricant),  $\pm 1$  sur le dernier chiffre lu :

Exemple : Balance de table :  $\pm 0,01$ g

## Masses molaires et constantes physico-chimiques trouvées dans la littérature :

On indique l'incertitude absolue seulement si l'on doit s'en servir pour un calcul de propagation d'incertitude ; elle est alors de  $\pm 1$  sur le dernier chiffre indiqué dans la littérature (n'oubliez pas de citer la référence)

(D'après Y. Messier, cégep de St-Jérôme et Boisclair, Gilles et Jocelyne PAGÉ. Guide des Sciences expérimentales. Montréal, E.R.P.I, 1998. 199 p.)

## LES MÉTHODES DE CALCUL

<b>Décimales et chiffres significatifs dans les calculs</b>	
<p><i>Additions et soustractions</i> : La réponse finale ne peut contenir plus de décimales que la donnée qui en contient le moins.</p>	$  \begin{array}{r}  145,5673 \text{ g (4 décimales)} \\  + 20,222 \text{ g (3 décimales)} \\  - 15,789 \text{ g (3 décimales)} \\  \hline  = 150,000\cancel{3} \text{ g} \\  \text{Donc : } \quad \quad \quad \mathbf{150,000 \text{ g (3 décimales)}}  \end{array}  $
<p><i>Multiplication et division</i> : La réponse finale ne peut contenir plus de chiffres significatifs que la donnée qui en contient le moins.</p>	<p style="text-align: center;">Exemple : <math>n = \frac{p \times V}{R \times T}</math></p> $  \begin{array}{l}  n = \frac{101,325 \text{ kPa} \times 0,2500 \text{ L}}{8,314 \text{ kPa}\cdot\text{L} \times 273 \text{ K}} \\  \text{mol}\cdot\text{K} \\  = 0,0111\cancel{605}\dots \\  \text{Donc : } \quad \quad \quad = 0,0112 \text{ mol (3 ch. Sign)}  \end{array}  $

**Incertitudes dans les calculs** : Une incertitude absolue doit être arrondie à un chiffre (différent de zéro), sauf s'il s'agit de dizaines ; l'incertitude relative peut contenir jusqu'à deux chiffres.

<p><i>Additions et soustractions</i> : les incertitudes absolues s'additionnent et la précision de la valeur finale doit être ajustée au besoin, selon la valeur de l'incertitude finale.</p> <p>Comme l'<u>incertitude</u> présente une imprécision sur les <u>centièmes</u> de <i>g</i>, le résultat final est ajusté à 2 décimales.</p>	<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 60%;"></td> <td style="text-align: center; width: 20%;">x</td> <td style="text-align: center; width: 20%;">Δx</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">145,5673</td> <td style="text-align: center;">± 0,0001 g</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">+ 20,222</td> <td style="text-align: center;">± 0,008 g</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">- 15,789</td> <td style="text-align: center;">± 0,002 g</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;"><u>= 150,000<del>3</del></u></td> <td style="text-align: center;"><u>± 0,01<del>04</del></u> g</td> </tr> <tr> <td style="padding-top: 10px;">Donc :</td> <td style="text-align: center; padding-top: 10px;">150,00</td> <td style="text-align: center; padding-top: 10px;">± 0,01 g</td> </tr> </table>		x	Δx		145,5673	± 0,0001 g		+ 20,222	± 0,008 g		- 15,789	± 0,002 g		<u>= 150,000<del>3</del></u>	<u>± 0,01<del>04</del></u> g	Donc :	150,00	± 0,01 g																														
	x	Δx																																															
	145,5673	± 0,0001 g																																															
	+ 20,222	± 0,008 g																																															
	- 15,789	± 0,002 g																																															
	<u>= 150,000<del>3</del></u>	<u>± 0,01<del>04</del></u> g																																															
Donc :	150,00	± 0,01 g																																															
<p><i>Multiplication et divisions</i> : les incertitudes relatives s'additionnent et sont multipliées par le résultat. La précision de la valeur finale doit être corrigée au besoin.</p> <p>Soit une multiplication et/ou une division :  <math>a \pm \Delta A = [(b \pm \Delta B) \times \text{OU} \div (c \pm \Delta C)]</math></p> <p>avec ΔB et ΔC petits par rapport à b et c, l'incertitude est :</p> $  \Delta A = a \left[ \frac{\Delta B}{b} + \frac{\Delta C}{c} \right]  $	<p>Ex. : <math>(0,0778 \pm 0,0002 \text{ mol}) \times (16,9 \pm 0,1 \text{ g}) \div (35,45 \pm 0,02 \text{ g})</math></p> <table style="width: 100%; border-collapse: collapse; margin-top: 10px;"> <tr> <td style="width: 30%;"></td> <td style="width: 20%;"></td> <td style="width: 20%;"></td> <td style="width: 10%;"></td> <td style="width: 10%;"></td> <td style="width: 10%;"></td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">x</td> <td style="text-align: center;">Δx</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">Incert. Rel. Δx/x</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">00,0778</td> <td style="text-align: center;">± 0,0002</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">± 0,0026</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>x</td> <td style="text-align: center;">16,9</td> <td style="text-align: center;">± 0,1</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">± 0,0059</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>÷</td> <td style="text-align: center;">35,45</td> <td style="text-align: center;">± 0,02</td> <td style="border: 1px solid black; text-align: center;">± 0,00056</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>=</td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">0,0370<del>9</del></td> <td style="text-align: center;">Multiplié</td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">± 0,00906</td> <td style="text-align: center;">=</td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">± 0,0003<del>36</del></td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">(a)</td> <td style="text-align: center;">par</td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">(ΔA/a)</td> <td></td> <td style="text-align: center; border: 1px solid black;">(ΔA)</td> </tr> <tr> <td>Donc :</td> <td colspan="5" style="text-align: center; border: 1px solid black;"><b>0,0371 ± 0,0003 mol</b></td> </tr> </table>								x	Δx	Incert. Rel. Δx/x				00,0778	± 0,0002	± 0,0026			x	16,9	± 0,1	± 0,0059			÷	35,45	± 0,02	± 0,00056			=	0,0370 <del>9</del>	Multiplié	± 0,00906	=	± 0,0003 <del>36</del>		(a)	par	(ΔA/a)		(ΔA)	Donc :	<b>0,0371 ± 0,0003 mol</b>				
	x	Δx	Incert. Rel. Δx/x																																														
	00,0778	± 0,0002	± 0,0026																																														
x	16,9	± 0,1	± 0,0059																																														
÷	35,45	± 0,02	± 0,00056																																														
=	0,0370 <del>9</del>	Multiplié	± 0,00906	=	± 0,0003 <del>36</del>																																												
	(a)	par	(ΔA/a)		(ΔA)																																												
Donc :	<b>0,0371 ± 0,0003 mol</b>																																																
<p><i>Arrondissement</i> : si le chiffre est suivi de <b>6,7,8 ou 9</b>, on doit l'arrondir à la hausse. S'il est suivi de <b>4,3,2,1 ou 0</b>, on ne l'arrondit pas. Quant un chiffre est suivi de <b>5</b>, il est arrondi à la <i>hausse</i> s'il s'agit d'un chiffre <i>impair</i>; s'il s'agit d'un chiffre <i>pair</i>, il n'est pas arrondi (sauf si la valeur qui suit le 5 est significative). Par contre, les <b>incertitudes</b> (<i>paires</i> ou <i>impaires</i>) sont arrondies lorsque suivit de <b>5,6,7,8 ou 9</b> (afin de ne jamais les sous-estimer).</p> <p>Exemple : <math>2,56\cancel{5} \pm 0,02\cancel{5} = 2,56 \pm 0,03</math>      <math>2,56\cancel{5}87 \pm 0,02\cancel{5} = 2,57 \pm 0,03</math></p>																																																	
<p><i>Dénombrement</i> : les quantités comptées mais non mesurées (ex : 25 pommes dans le sac, la masse de 1 mole, 100%) ne sont pas des mesures mais des nombres. La notion de « chiffres significatifs » ne s'applique pas et il n'y a pas lieu de les considérer dans les calculs d'incertitude.</p>																																																	

(D'après Y. Messier, cégep de St-Jérôme et Boisclair, Gilles et Jocelyne PAGÉ. Guide des Sciences expérimentales. Montréal, E.R.P.I, 1998. 199 p.)