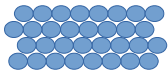

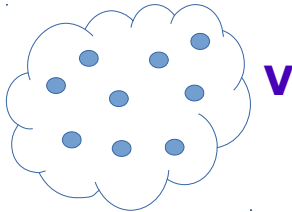
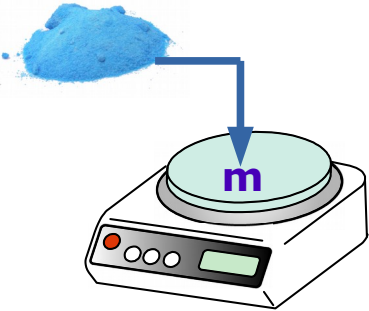

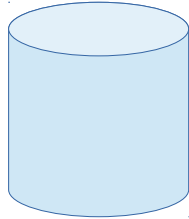
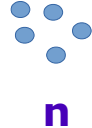
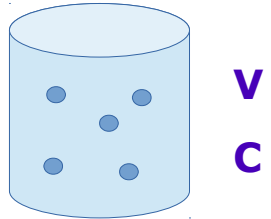


7alW`Yf`une`quant]té`de`mat]èrY

Pour un corps pur		Pour une espèce en solution
- à partir de la masse	- à partir du volume	
<p>Pour une espèce à l'état solide :</p>  <p>Rque : la relation donnée ci-dessous est valide aussi pour l'état liquide ou gazeux.</p>	<p>Pour une espèce à l'état liquide (Attention : ne pas confondre avec une espèce en solution) :</p>  <p>Rque : la relation donnée ci-dessous est valide aussi pour l'état solide ou gazeux.</p>	<p>Pour une espèce à l'état gazeux <u>uniquement</u></p> 
 $n = \frac{m}{M_{\text{molaire}}}$ <p>n : quantité de matière (mol) m : masse de l'échantillon (g) M_{molaire} : masse molaire de l'espèce unique qui constitue l'échantillon (g.mol⁻¹)</p>	 <p>À partir de la relation :</p> $n = \frac{m}{M_{\text{molaire}}}$ <p>et de la définition de la masse volumique :</p> $\rho = \frac{m}{V}$ <p>on déduit :</p> $n = \frac{\rho \cdot V}{M_{\text{molaire}}}$ <p style="color: red;"><i>Attention aux unités !</i></p>	<p style="color: red;"><u>Loi d'Avogadro-Ampère :</u> <i>Deux volumes égaux de gaz, mêmes différents, contiennent le même nombre de molécules (si les deux gaz sont à la même température et à la même pression</i></p> <p>Une mole de gaz occupe alors un volume appelé volume molaire qui ne dépend que de la température et de la pression.</p> <p>On a alors :</p> $n = \frac{v}{V_{\text{molaire}}}$ <p>n : quantité de matière (mol) v : volume de l'échantillon (L) V_{molaire} : volume molaire (L.mol⁻¹) (Dans les conditions usuelles V_{molaire} = 24L.mol⁻¹)</p>
		<p>Solvant : </p> <p>Soluté : </p> <p style="text-align: center;">Solution :</p>  <p>A partir de la définition de la concentration molaire en soluté apporté c (mol.L⁻¹):</p> $c = \frac{n}{V}$ <p>on obtient :</p> $n = c \cdot V$ <p>n : quantité de matière de soluté (mol) V : volume de la solution (L)</p>