

148. Quel est le nom de l'appareil qui mesure la conductibilité électrique lors de nos expériences ? Le conductimètre.

149. Quel est le nom d'une solution qui permet le passage du courant électrique ? Une solution électrolytique.

150. Quelle est la condition pour que la conductibilité électrique se manifeste pour une substance électrolytique ? Il faut être capable de dissoudre.

151. Donne les trois conditions pour que le courant électrique puisse circuler.
Présence de charges électriques (ions) $\text{NaCl}; \text{Na}^+ \text{Cl}^-$
Mobilité des ions (charges) $\text{NaCl}_{(s)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)}$ (solubilité dans l'eau)
Orientation des ions (à l'aide des électrodes du conductimètre)

152. Qu'est-ce que libère une substance électrolytique lorsqu'on la dissout dans l'eau ? des ions positifs et négatifs

153. Que faut-il faire en laboratoire pour identifier si une substance solide est un électrolyte ? 1. Ajouter la substance dans un volume d'eau.
2. Brassier pour DISSOUDRE.
3. Introduire les électrodes du conductimètre dans la solution (si le témoin lumineux allume \rightarrow substance électrolytique)

154. Une solution qui ne permet pas le passage du courant électrique se nomme une solution non électrolytique.

155. Quels sont les électrolytes ? les solutions acides-basiques (alcalines)-

156. Les solutions électrolytiques sont caractérisées par des dissolutions ou des dissociations ioniques.

157. À l'aide d'un dessin, montre la différence entre une dissolution ionique et une dissolution moléculaire.

Dissolution ionique



Présence d'ions

Dissolution moléculaire



Présence de molécules

158. Parmi les formules moléculaires suivantes, identifie celles qui sont des électrolytes. De Plus, classe-les. CS_2 - C_2H_6 - KOH - NaI - NaNO_3 - HCl - CCl_4 - H_3PO_4 -

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ - CaCl_2 - H_2SO_4 - NH_4OH - $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ - CH_4 - PCl_3 . Les électrolytes sont : $\text{KOH} (\text{K}^+ + \text{OH}^-)$;

$\text{NaI} (\text{Na}^+ + \text{I}^-)$; $\text{NaNO}_3 (\text{Na}^+ + \text{NO}_3^-)$; $\text{HCl} (\text{H}^+ + \text{Cl}^-)$; $\text{H}_3\text{PO}_4 (\text{H}^+ + \text{PO}_4^-)$;

$\text{Mg}(\text{OH})_2 (\text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-)$; $\text{CaCl}_2 (\text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^-)$; $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-})$; $\text{NH}_4\text{OH} (\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-)$;

Acide	Base	Sel	Autre
HCl H_3PO_4 H_2SO_4	KOH $\text{Mg}(\text{OH})_2$ NH_4OH	NaI NaNO_3 CaCl_2	CS_2 C_2H_6 CCl_4 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ CH_4 PCl_3

159. Énumère les propriétés des solutions acides. Rougissent le papier de tournesol - conduisent le courant électrique (électrolyte) - goût aigre - neutralisent une base - peuvent réagir avec un métal en formant un gaz (H_2) - libèrent des ions H^+ -

160. Énumère les propriétés des solutions basiques. Bleuissent le papier de tournesol - conduisent le courant (électrolyte) - goût amer - toucher visqueux - neutralisent un acide - libèrent des ions OH^- (hydroxyde)

161. Énumère les propriétés des solutions salines. Conduisent le courant électrique (électrolyte) - goût salé - libèrent des ions positifs et négatifs.

162. Julie fait différents tests concernant trois solutions. Le tableau suivant résume ses observations notées. Pour chaque solution du tableau, indique s'il s'agit d'un acide, d'une base ou d'un sel.

Test Solution	Réaction au papier de tournesol	Sensation au toucher	Réaction au magnésium	Conductibilité électrique	Nature
Solution 1	-----	-----	-----	Bonne	saline
Solution 2	Bleu	Glissant	-----	Faible	basique
Solution 3	Rouge	-----	Gaz formé (H_2)	Moyenne	acide

163. On te présente une solution. Tu dois en déterminer la nature acide, basique ou saline. Tu disposes de tout le matériel nécessaire à ta recherche. Propose des manipulations qui permettront de mener à bien l'identification de cette solution. Dans la manipulation, donne les résultats attendus.

- Vérifier la conductibilité électrique de la solution à l'aide du conductimètre.
- Mettre le papier de tournesol dans la solution.
 - Si la solution est conductrice d'électricité et que le papier de tournesol devient rouge \rightarrow solution acide.
 - Si la solution est conductrice d'électricité et que le papier de tournesol devient bleu \rightarrow solution basique (calcaire).
 - Si la solution est conductrice d'électricité et que le papier de tournesol ne change pas de couleur \rightarrow solution saline.

164. Tu es en présence d'une solution acide. Tu veux éliminer les propriétés acides de cette solution. Propose une façon de faire « disparaître » les propriétés acides de cette solution. Ta procédure devra indiquer le moment où les propriétés acides disparaîtront.

1. Ajouter une solution basique jusqu'à ce que le papier de tournesol ne change plus de couleur.

165. Dans un garde-manger, tu trouves une boîte de poudre blanche. L'emballage indique « acide tartrique ». doutant que les acides puissent être conservés dans le garde-manger, tu plonges un papier de tournesol bleu dans le contenu. Or, il ne se produit rien. Pourtant, ta mère affirme qu'il s'agit bel et bien d'acide tartrique. Explique cette absence de réaction au papier de tournesol.

Les propriétés acides ne se manifestent pas, car il faut dissoudre l'acide tartrique solide dans l'eau.

166. Nomme deux acides, deux bases et deux sels qu'on trouve couramment dans les foyers.

Acides: Aspirine - jus de citron; Bases: Savon à vaisselle - Drano; sels: sel de table - sel de calcium (pour déglacer).

167. On reconnaît facilement les acides à l'aide de leur formule moléculaire, car celle-ci commence généralement par un

atome d'hydrogène et se termine par un non-métal ou un groupe d'atomes (radical)

168. Quel est l'acide organique dont la formule chimique ne commence pas par un atome d'hydrogène et que tu dois connaître par cœur ?

CH_3COOH (acide acétique - vinaigre)

169. Par quel radical se termine la formule moléculaire d'une base ?

Le radical hydroxyde (OH).

170. Les formules chimiques des bases et des sels peuvent ne pas commencer par un métal, mais plutôt par un groupe d'atomes. Lequel ?

Le groupe d'atomes ammonium NH_4

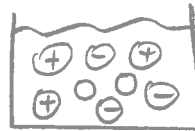
171. À l'aide d'un dessin, explique la différence entre un électrolyte faible et un électrolyte fort.

électrolyte faible



nombre d'ions < nombre de molécules

électrolyte fort



nombre d'ions > nombre de molécules ¹⁴²

172. Parmi toutes les propriétés et caractéristiques suivantes, choisis celles qui s'associent aux acides, aux bases et aux sels et inscris-les dans la case appropriée. Note : Une même propriété peut être inscrite dans plus d'une case.

- a J'ai un goût aigre.
- b Je bleuis le tournesol.
- c Viscosité au toucher.
- d Je réagis avec le magnésium.
- e En solution dans l'eau, je deviens un électrolyte.
- f J'ai un goût salé.
- g Je libère en solution des ions H^+ .
- h Je réagis avec certains métaux et je libère alors de l'hydrogène.
- i Je contiens le groupe d'atomes OH.
- j Je suis formé de l'union d'un métal et d'un non-métal.
- k Je suis chimiquement neutre.
- l Neutralisation par un acide.
- m Ma formule moléculaire débute généralement par de l'hydrogène.
- n Ma formule est H_2SO_3 .
- o Ma formule est $Ca(OH)_2$.
- p Ma formule est $MgSO_4$.
- q Ma formule est $CaCl_2$.
- r Ma formule est NH_4OH .

Dans la case appropriée, n'inscris que les lettres d'identification (a, b, c, ...)

ACIDE

a-d-e-g-h-m-n

BASE

b-c-e-i-l-o-r

SEL

e-f-j-k-p-q

173. La mole correspond à quelle valeur ? 6×10^{23}
174. Quel est le nombre d'Avogadro (N_A) ? 6×10^{23}
175. Quelle est la variable qui représente la mole ? n
176. Le tableau périodique donne la masse molaire (pour une mole)
177. Il y a combien de molécules dans 5 moles de dioxyde de carbone ? 3×10^{24} molécules
 $5 \text{ mol} \rightarrow x \text{ molécules}$ $5 \text{ mol} \times 6 \times 10^{23} \text{ molécules}$
 $1 \text{ mol} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ molécules}$ 1 mol
178. Il y a combien de molécules dans 0,7 mole d'acide acétique ? $4,2 \times 10^{23}$ molécules
 $0,7 \text{ mol} \rightarrow x \text{ molécules}$ $0,7 \times 6 \times 10^{23} =$ d'acide acétique
 $1 \text{ mol} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ molécules}$ 1 (C₂H₄COOH₂)
179. Il y a combien d'atomes dans 2 moles de calcium ? $1,2 \times 10^{24}$ atomes
 $2 \text{ mol} \rightarrow x \text{ atomes}$ $2 \times 6 \times 10^{23} =$ de calcium
 $1 \text{ mol} \rightarrow 6 \times 10^{23} \text{ atomes}$ 1
180. Lorsqu'on veut calculer la masse molaire d'un atome ou d'une molécule on doit arrondir la masse qui se retrouve dans le tableau périodique à l'unité, sauf pour deux éléments. Lesquels ? Cuivre : 63,5g et Chlore : 35,5g
181. Quelle est la variable de la masse atomique ? M
182. Quelle est la masse molaire atomique des éléments suivants ?
- a) Ca 40g/mol
 - b) P 31g/mol
 - c) Na 23g/mol
 - d) Cl 35,5g/mol
 - e) Ag 108g/mol
 - f) Au 197g/mol
 - g) Cu 63,5g/mol
 - h) F 19g/mol
183. Quelle est la masse molaire moléculaire des composés suivants ?
- a) NaOH 23g + 16g + 1g = 40g Rép: $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$
 - b) H₂S (2x1g) + 32g = 34g Rép: $M_{\text{H}_2\text{S}} = 34 \text{ g/mol}$
 - c) NH₄NO₃ 14g + (4x1g) + 14g + (3x16g) = 80g Rép: $M_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 80 \text{ g/mol}$
 - d) NaCl 23g + 35,5g = 58,5g Rép: $M_{\text{NaCl}} = 58,5 \text{ g/mol}$
 - e) (NH₄)₂O (2x14g) + (2x1g) + 16g = 52g Rép: $M_{\text{(NH}_4)_2\text{O}} = 52 \text{ g/mol}$
 - f) CuCl₂ 63,5g + (2x35,5) = 134,5g Rép: $M_{\text{CuCl}_2} = 134,5 \text{ g/mol}$
 - g) CH₃COOH 12g + (3x1g) + 12g + 16g + 16g + 1g = 60g $M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 60 \text{ g/mol}$
 - h) Mg(OH)₂ 24g + (2x16g) + (2x1g) = 58g $M_{\text{Mg(OH)}_2} = 58 \text{ g/mol}$
 - i) (NH₄)₂SO₄ (2x14g) + (8x1g) + 32g + (4x16g) = 132g $M_{\text{(NH}_4)_2\text{SO}_4} = 132 \text{ g/mol}$
 - j) CCl₄ 12g + (4x35,5g) = 154g Rép: $M_{\text{CCl}_4} = 154 \text{ g/mol}$
 - k) NH₄Cl 14g + (4x1g) + 35,5g = 53,5g Rép: $M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,5 \text{ g/mol}$
 - l) H₂S (2x1g) + 32g = 34g Rép: $M_{\text{H}_2\text{S}} = 34 \text{ g/mol}$

184. Combien de moles d'atomes ou de molécules compte-t-on dans :

S a) 16 g de soufre ? 0,5 mol d'atomes de soufre.
 $x \text{ mol} \rightarrow 16 \text{ g} \quad \frac{1 \times 16}{32} = 0,5 \text{ mol}$
 $1 \text{ mol} \rightarrow 32 \text{ g}$

Si b) 140 g de silicium ? 5 mol d'atomes de silicium.
 $140 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{140 \times 1}{28} = 5 \text{ mol}$
 $28 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$

C c) 36 g de carbone ? 3 mol d'atomes de carbone.
 $36 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{36 \times 1}{12} = 3 \text{ mol}$
 $12 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$

Ca d) 10 g de calcium ? 0,25 mol d'atomes de calcium
 $10 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{10 \times 1}{40} = 0,25 \text{ mol}$
 $40 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$

Cl₂ e) 135 g de chlore ? 1,9 mol de molécules de chlore
 $135 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{135 \times 1}{71} = 1,9 \text{ mol}$
 $2 \times 35,5 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$

f) 88 g de CO₂ ? 2 mol de molécules de dioxyde de carbone.
 $88 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{88 \times 1}{44} = 2 \text{ mol}$
 $12 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$

g) 68 g de NH₃ ? 4 mol de molécules d'ammoniaque
 $68 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{68 \times 1}{17} = 4 \text{ mol}$
 $14 \text{ g} + (3 \times 1 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$

h) 9 g de H₂O ? 0,5 mol de molécules d'eau
 $9 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{9 \times 1}{18} = 0,5 \text{ mol}$
 $(2 \times 1 \text{ g}) + 16 \text{ g} \rightarrow 1 \text{ mol}$

i) 98 g de H₂SO₄ ? 1 mol de molécules d'acide sulfurique.
 $98 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{98 \times 1}{98} = 1 \text{ mol}$
 $(2 \times 1 \text{ g}) + 32 \text{ g} + (4 \times 16 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$

j) 50 g de CaCO₃ ? 0,5 mol de molécules de carbonate de calcium.
 $50 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{50 \times 1}{100} = 0,5 \text{ mol}$
 $40 \text{ g} + 12 \text{ g} + (3 \times 16 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$

k) 37 g de Ca(OH)₂ ? 0,5 mol de molécules de Ca(OH)₂.
 $37 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{37 \times 1}{74} = 0,5 \text{ mol}$
 $40 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g}) + (2 \times 1 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$

185. Quelle est la masse de :

a) 2 moles d'atomes de Al ? 54g

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow 27 \text{ g} \end{array} \quad \frac{2 \times 27}{1} = 54 \text{ g}$$

b) 3,5 moles d'atomes de Na ? 80,5g

$$\begin{array}{l} 3,5 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow 23 \text{ g} \end{array} \quad \frac{3,5 \times 23}{1} = 80,5 \text{ g}$$

c) 4 moles de molécules de NH_4Cl ? 214g

$$\begin{array}{l} 4 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow 14 \text{ g} + (4 \times 1 \text{ g}) + 35,5 \text{ g} \end{array} \quad \frac{4 \times 53,5}{1} = 214 \text{ g}$$

53,5g

d) 2,25 moles de molécules de H_2S ? 76,5g

$$\begin{array}{l} 2,25 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow (2 \times 1 \text{ g}) + 32 \text{ g} \end{array} \quad \frac{2,25 \times 34}{1} = 76,5 \text{ g}$$

34g

e) 5,3 moles de molécules de Al_2O_3 ? 540,6g

$$\begin{array}{l} 5,3 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow (2 \times 27 \text{ g}) + (3 \times 16 \text{ g}) \end{array} \quad \frac{5,3 \times 102}{1} = 540,6 \text{ g}$$

102g

f) 1,4 moles de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$? 184,8g

$$\begin{array}{l} 1,4 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow (2 \times 14 \text{ g}) + (8 \times 1 \text{ g}) + 32 \text{ g} + (4 \times 16 \text{ g}) \end{array} \quad \frac{1,4 \times 132}{1} = 184,8 \text{ g}$$

132g

g) 10 moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$? 580g

$$\begin{array}{l} 10 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow 24 \text{ g} + (2 \times 16 \text{ g}) + (2 \times 1 \text{ g}) \end{array} \quad \frac{10 \times 58}{1} = 580 \text{ g}$$

58g

h) 8,25 moles de CCl_4 ? 1270,5g

$$\begin{array}{l} 8,25 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow 12 \text{ g} + (4 \times 35,5 \text{ g}) \end{array} \quad \frac{8,25 \times 154}{1} = 1270,5 \text{ g}$$

154g

186. Calcule le nombre de moles dans chacune des quantités suivantes.

a) 10 g de fer. 0,18 mol.

$$\begin{array}{l} 10\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 56\text{g} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \quad \frac{10 \times 1}{56} = 0,18 \text{ mol}$$

b) 49 g d'acide sulfurique (H_2SO_4). 0,5 mol

$$\begin{array}{l} 49\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ (2 \times 1\text{g}) + 32\text{g} + (4 \times 16\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 98\text{g} \end{array} \quad \frac{49 \times 1}{98} = 0,5 \text{ mol}$$

c) 63 g de carbonate de calcium (CaCO_3). 0,63 mol

$$\begin{array}{l} 63\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 40\text{g} + 12\text{g} + (3 \times 16\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 100\text{g} \end{array} \quad \frac{63 \times 1}{100} = 0,63 \text{ mol}$$

d) 100 g d'hydroxyde de sodium. 2,5 mol

$$\begin{array}{l} 100\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 23\text{g} + 16\text{g} + 1\text{g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 40\text{g} \end{array} \quad \frac{100 \times 1}{40} = 2,5 \text{ mol}$$

CH_3COOH e) 180 g d'acide acétique. 3 mol

$$\begin{array}{l} 180\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 12\text{g} + (3 \times 1\text{g}) + 12\text{g} + 16\text{g} + 16\text{g} + 1\text{g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 60\text{g} \end{array} \quad \frac{180 \times 1}{60} = 3 \text{ mol}$$

f) 142 g de chlore (Cl_2). 2 mol

$$\begin{array}{l} 142\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 71 \end{array} \quad \frac{142 \times 1}{71} = 2 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 2 \times 35,5\text{g} \\ \hline 71\text{g} \end{array}$$

g) 88 g de sel de table. (NaCl) 1,5 mol

$$\begin{array}{l} 88\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 23\text{g} + 35,5\text{g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 58,5 \end{array} \quad \frac{88 \times 1}{58,5} = 1,5 \text{ mol}$$

h) 110 g de dioxyde de carbone. CO_2 2,5 mol

$$\begin{array}{l} 110\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 12\text{g} + (2 \times 16\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 44\text{g} \end{array} \quad \frac{110 \times 1}{44} = 2,5 \text{ mol}$$

i) 90 g de nitrate d'ammonium. (NH_4NO_3) 1,125 mol

$$\begin{array}{l} 90\text{g} \rightarrow x \text{ mol} \\ 14\text{g} + (4 \times 1\text{g}) + 14\text{g} + (3 \times 16\text{g}) \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \hline 80\text{g} \end{array} \quad \frac{90 \times 1}{80} = 1,125 \text{ mol}$$

187. Dans la grille, trouve le mot. Par la suite, place-le vis-à-vis la bonne définition.

1. Loi selon laquelle des réactifs qui se combinent pour former plusieurs produits différents le font toujours dans des rapports simples, les uns par rapport aux autres. (2 mots - 20)
2. Loi selon laquelle les réactifs se combinent toujours selon des rapports simples pour former un produit. (2 mots - 19)
3. Phénomènes chimiques dus aux bris de liens chimiques et à la formation de nouveaux composés. (2 mots - 18)
4. Représentations à l'aide de symboles appropriés de réactions chimiques. (2 mots - 18)
5. Elle équivaut à $6,023 \times 10^{23}$ et est représentée par N_A . (3 mots - 18)
6. Elle représente la masse d'une molécule exprimée en u. (2 mots - 16)
7. Ensemble de calculs basés sur les rapports dans les équations chimiques. (14)
8. Quantité de chaleur produite à la fin d'une réaction chimique; elle est le signe d'une réaction exothermique. (2 mots - 14)
9. Phénomène au cours duquel il y a absorption de chaleur. (13)
10. Elle indique la masse d'un atome en u. (2 mots - 13)
11. Volume occupé par une mole de molécules. (2 mots - 13)
12. Réactions au cours desquelles il y a dégagement de chaleur. (13)

Proportions multiples

Proportions définies

Réactions chimiques

Équations chimiques

Constante d'Avogadro

Masse moléculaire

Stoechiométrie

Énergie libérée

Endothermique

Masse atomique

Volume molaire

Exothermique

13. Elle équivaut à la masse d'une mole.
(2 mots - 12)
14. Synonyme d'équilibre d'une équation. (11)
15. Composition donnant la proportion en masse des différents atomes d'une molécule exprimée en %. (11)
16. Veut dire la même chose que "balancer une équation". (10)
17. Ils se retrouvent du côté gauche d'une réaction chimique; synonymes de réactifs. (9)
18. Chimiste français né à Paris (1743-1794), l'un des créateurs de la chimie moderne. On lui doit entre autre la loi de la conservation de la masse. (9)
19. Elle sert à représenter une réaction. (8)
20. Lettre ou groupe de lettres adoptées pour désigner un élément chimique.
(pluriel - 8)
21. Synonymes de réactants. (8)
22. Ils sont obtenus à la fin d'une réaction chimique et se retrouvent à droite d'une équation chimique. (8)
23. La plus petite partie d'une substance pure qui existe à l'état libre et qui en conserve les propriétés. (8)
24. Réaction au cours de laquelle un composé est reconstitué à partir de ses éléments. (8)
25. Synonyme de "équilibrer une équation chimique". (8)
26. Réaction au cours de laquelle un composé est réduit en ses éléments constituants. (7)
27. Il équivaut à 1×10^{-3} kg. (6)
28. Représentation physique d'une réalité abstraite ou inaccessible aux sens. (6)

Masse molaire

Balancement

Centésimale

Équilibrer

Réactants

Lavoisier

Équation

Symboles

Réactifs

Produits

Molécule

Synthèse

Balancer

Analyse

Gramme

Modèle

29. Partie de molécule; la plus petite partie qui puisse entrer en combinaison. (5)
30. Unité de base pour les volumes gazeux dans le système international. (5)
31. La quantité de réactif qui est en trop dans une réaction chimique. (5)
32. Par convention, le nombre fixe de molécules contenu dans un volume de 22,4 l d'un gaz, aux conditions standards, i.e. 0°C et 101 kPa. (4)
33. Ils se produisent au début d'une réaction chimique lorsque les molécules se défont pour se réarranger autrement. (4)
34. Celle de Lavoisier dite aussi de la conservation de la masse en est un exemple. (pluriel - 4)

Atome

Litre

Excès

Mole

Bris

Lois

La phrase dissimulée contient 12 mots, 48 lettres; il en a été question à 2 reprises dans le présent texte.

La loi de Lavoisier ou loi de la conservation de la matière.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	S	E	U	Q	I	M	I	H	C	S	N	O	I	T	C	A	E	R	C	S
2	P	L	A	L	E	E	R	E	B	I	L	E	I	G	R	E	N	E	O	E
3	R	S	E	N	D	O	T	H	E	R	M	I	Q	U	E	B	E	M	N	L
4	O	E	B	A	L	A	N	C	E	M	E	N	T	E	A	X	O	O	S	P
5	P	U	S	T	N	A	T	C	A	E	R	X	L	O	D	O	E	T	I	
6	O	Q	N	O	I	T	A	U	Q	E	L	C	A	T	E	A	E	E	A	T
7	R	I	E	L	U	C	E	L	O	M	E	N	H	L	V	E	M	I	N	L
8	T	M	E	O	E	G	E	S	S	C	E	E	C	R	I	O	R	T	U	
9	I	I	U	E	S	R	R	R	O	E	R	S	E	I	U	L	T	T	E	M
10	O	H	Q	S	Y	A	T	O	R	M	T	N	A	I	D	E	A	E	D	S
11	N	C	I	F	L	M	I	E	I	I	T	L	L	S	A	S	S	M	A	N
12	S	S	M	I	A	M	L	Q	U	E	O	M	C	I	O	E	E	O	V	O
13	D	N	O	T	N	E	U	D	S	M	N	O	S	R	E	H	L	I	O	I
14	E	O	T	C	A	E	O	I	E	R	V	L	A	B	T	T	O	H	G	T
15	F	I	A	A	S	R	M	M	I	O	N	E	D	E	L	N	B	C	A	R
16	I	T	E	E	P	A	U	A	M	L	O	I	S	A	T	Y	M	E	D	O
17	N	A	S	R	L	L	L	A	V	O	I	S	I	E	R	S	Y	O	R	P
18	I	U	S	E	O	E	Q	U	I	L	I	B	R	E	R	I	S	T	O	O
19	E	Q	A	V	E	R	I	A	L	O	M	E	S	S	A	M	E	S	R	R
20	S	E	M	A	S	S	E	M	O	L	E	C	U	L	A	I	R	E	E	P