

188. De quelles variables a-t-on besoin pour mesurer la concentration d'une solution ? la quantité de soluté et le volume de la solution.

189. Quelles caractéristiques les unités de mesure doivent-elles posséder pour que nous puissions classer les solutions ? Les mesures doivent être exprimées avec

190. Décrivez la meilleure procédure à suivre pour préparer une solution. les mêmes unités
 1. Mettre une certaine quantité de solvant.
 2. Ajouter le soluté.
 3. Brasser pour DISSOUDRE le soluté.
 4. COMPLÉTER avec de l'eau au volume désiré.

191. Soit le tableau suivant.

Groupe 1		Groupe 2	
Solution A	5 g/L	Solution saline	5 g/L
Solution B	30 g/L	Solution d'eau sucrée	3 g/100 mL = 30g/L
Solution C	40 g/L	Solution d'alcool	4 g/100 mL = 40g/L
Solution D	0,5 g/L	Solution d'indicateur	250 mg/500 mL = 0,5g/L

a) Classe les solutions du groupe 1 par ordre croissant de concentration.

D - A - B - C

b) Classe les solutions du groupe 2 par ordre croissant de concentration.

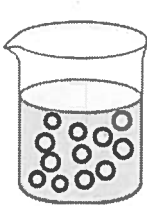
D - A - B - C

c) Pourquoi est-il plus difficile de classer les solutions du groupe 2 que celles du groupe 1 ? Pourtant, ce sont les mêmes solutions.

Celles du groupe 2 ne sont pas exprimées avec les mêmes unités.

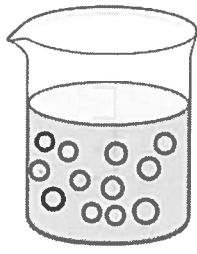
192. Voici deux solutions de même nature.

Solution A



2 L

Solution B



6 L

A: $\frac{12 \text{ billes}}{2 \text{ L}} = 6 \text{ B/L}$

B: $\frac{12 \text{ B}}{6 \text{ L}} = 2 \text{ B/L}$

a) Si les billes représentent le soluté, indique quelle solution est la plus concentrée.

la solution A, concentration 6 B/L

b) Calcule la concentration de chaque solution en billes/litre.

A: $\frac{12 \text{ B}}{2 \text{ L}} = 6 \text{ B/L}$; B: $\frac{12 \text{ B}}{6 \text{ L}} = 2 \text{ B/L}$

c) Compare la concentration de la solution B avec celle de la solution A.

la solution B est 3 fois moins concentrée que celle de la solution A.

- d) On veut que la solution A devienne cinq fois moins concentrée. Décris la procédure à suivre.

On ajoutera (5-1) fois le volume existante donc
 $5-1=4$; $4 \times 2L$. Donc, on ajoute 8L d'eau.
 $A: \frac{12B}{10L} = 1,2B/L$

- e) On ajoute 3 volumes d'eau à la solution A. Quelle sera sa concentration finale (en billes/litre)? $C = 12B/8L$; $C = 1,5B/L$

Espace

193. On prépare une boisson de 1,5 L à l'aide d'un sachet de 20 g de cristaux.

- a) Quelle est la concentration de la boisson en g/L? $C = 13,33 \text{ g/L}$

$$\begin{cases} C = ? \\ m = 20g \\ V = 1,5L \end{cases}$$

$$C = \frac{m}{V}; C = \frac{20g}{1,5L} \\ C = 13,33 \text{ g/L}$$

Règle de 3

$$\begin{matrix} 20g \rightarrow 1,5L \\ xg \rightarrow 1L \end{matrix} \quad \frac{20 \times 1}{1,5} = 13,33g$$

- b) Si le sachet de cristaux contient 90 g de sucre, quel est le pourcentage de sucre des la boisson? $C = 60g/L$

$$\begin{cases} C = ? \\ m = 90g \\ V = 1,5L \end{cases}$$

$$C = \frac{m}{V}; C = \frac{90g}{1,5L} \\ C = 60g/L$$

Règle de 3

$$\begin{matrix} 90g \rightarrow 1,5L \\ xg \rightarrow 1L \end{matrix} \quad \frac{90 \times 1}{1,5} = 60g$$

194. On prépare 500 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium d'une concentration de 20 g/L. Quelle masse de soluté doit-on peser pour préparer la solution? $m = 10g$

$$V = 500 \text{ mL} : 1000 = 0,500L$$

$$\begin{cases} C = 20g/L \\ m = ? \end{cases}$$

$$C = \frac{m}{V}; m = CV \\ m = 20g/L \times 0,500L = 10g$$

Règle de 3

$$\begin{matrix} 20g \rightarrow 1L \\ x \rightarrow 0,5L \end{matrix} \quad \frac{20 \times 0,5}{1} = 10g$$

195. Classe les trois solutions suivantes en ordre décroissant de concentration.

$C (400g/L) - A (200g/L) - B (120g/L)$

Solution A : volume de 450 mL, masse du soluté de 90 g $C = 200g/L$

Solution B : volume de 1,2 L, concentration de 12 % $C = 120g/L$

Solution C : volume de 30 mL, masse du soluté de 12 g $C = 400g/L$

A

$$\begin{matrix} 90g \rightarrow 450 \text{ mL} \\ xg \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{matrix}$$

$$\frac{90 \times 1000}{450} = 200$$

B

$$\begin{matrix} 12g \rightarrow 100 \text{ mL} \\ x \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{matrix}$$

$$\frac{12 \times 1000}{100} = 120g$$

C

$$\begin{matrix} 12g \rightarrow 30 \text{ mL} \\ x \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{matrix} \quad \frac{12 \times 1000}{30} = 400g$$

196. Le soluté utilisé à l'hôpital contient une solution de sucre à 5%. Indique la quantité de soluté présente dans chacun des volumes suivants.

a) 100 mL $15g \rightarrow 100 \text{ mL}; \frac{5 \times 100}{100}; m = 5g$

b) 250 mL $15g \rightarrow 100 \text{ mL}; \frac{5 \times 250}{100}; m = 12,5$

c) 500 mL $15g \rightarrow 100 \text{ mL}; \frac{5 \times 500}{100}; m = 25g$

197. L'eau de javel est une solution d'hypochlorite de sodium (NaClO) à 5,25 % (m/V).

a) Dans un contenant de 3,6 L d'eau de Javel, quelle est la masse d'hypochlorite de sodium ?

$$5,25 \text{ g} \rightarrow 100 \text{ mL} \quad 5,25 \times \frac{3600}{100} = 189 \text{ g} \quad \boxed{\text{Rép: } m = 189 \text{ g}}$$

$$x \text{ g} \rightarrow 3600 \text{ mL}$$

b) Si 3,6 L d'eau de Javel sont versés dans une piscine contenant 60 000 L d'eau (60 000 kg), quelle est alors la concentration en ppm d'hypochlorite de sodium ? $C = 3,15 \text{ ppm}$

$$189 \text{ g} \rightarrow 60\,000\,000 \text{ mL} \quad \frac{189 \times 10\,000\,000}{60\,000\,000} = 3,15$$

$$x \rightarrow 1\,000\,000 \text{ mL}$$

* Unités correspondantes
(g → mL)
(kg → L)
(g → cm³)

198. Décrivez la démarche pour préparer 150 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium d'une concentration de 0,25 mol/L.

1. Mesurer 1,5g de NaOH à l'aide de la balance.
2. Mettre environ 100ml d'eau dans un cylindre.
3. Ajouter 1,5g de NaOH.
4. Agiter pour dissoudre à l'aide de l'agitateur.
5. Compléter au volume de 150ml avec de l'eau.

Le Calcul de la masse de NaOH

Volume

$$0,25 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \quad \text{"Traduction"}$$

$$x \text{ mol} \rightarrow 150 \text{ mL}$$

$$\frac{0,25 \times 150}{1000} = 0,0375$$

$$0,0375 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g}$$

$$1 \text{ mol} \rightarrow 23 \text{ g} + 16 \text{ g} + 1 \text{ g} = 40 \text{ g}$$

$$\frac{0,0375 \times 40}{1} = 1,5 \text{ g} \quad \boxed{\text{masse} = 1,5 \text{ g}}$$

199. Tu prêtes assistance à la technicienne de laboratoire de ton école qui te demande de préparer 200 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) d'une concentration de 50 g/L.

a) Calcule la quantité de soluté nécessaire. $m = 10 \text{ g}$

$$50 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \quad \frac{50 \times 200}{1000} = 10 \text{ g}$$

$$x \text{ g} \rightarrow 200 \text{ mL}$$

b) Décris la procédure à suivre pour préparer cette solution.

1. Mesurer 10 g de NaOH à l'aide de la balance.
2. Mettre environ 100 mL d'eau dans un cylindre.
3. Ajouter 10 g de NaOH.
4. Agiter pour dissoudre à l'aide de l'agitateur.
5. Compléter avec de l'eau au volume de 200 mL.

200. Calculer la concentration en grammes par litre de sels minéraux d'un échantillon d'eau de mer de 15 L contenant 525 g de sels dissous. $C = 35 \text{ g/L}$

$$\begin{array}{l} 525 \text{ g} \rightarrow 15 \text{ L} \\ x \text{ g} \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} ; \frac{525 \times 1}{15} = 35 \text{ g}$$

201. Exprimez la concentration des solutions suivantes en grammes par litre puis classez-les en ordre croissant de concentration. b - a - c

a) 3,5 g/75 mL $\begin{array}{l} 3,5 \text{ g} \rightarrow 75 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array} ; \frac{3,5 \times 1000}{75} = 46,67 \text{ g/L} \quad \boxed{C = 46,67 \text{ g/L}}$

b) 5,6 kg/2 000 L $\begin{array}{l} 5600 \text{ g} \rightarrow 2000 \text{ L} \\ x \text{ g} \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} \quad \frac{5600 \times 1}{2000} = 2,8 \text{ g} \quad \boxed{C = 2,8 \text{ g/L}}$

c) 35 g/450 mL $\begin{array}{l} 35 \text{ g} \rightarrow 450 \text{ mL} \\ x \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array} \quad \frac{35 \times 1000}{450} = 77,78 \text{ g} \quad \boxed{C = 77,78 \text{ g/L}}$

202. Calculer la concentration en acide acétique d'un échantillon de vinaigre de 1,5 L contenant 75 mL d'acide acétique. Cette concentration devra être exprimée en % (V/V), car le soluté est en mL. $C = 5\% \left(\frac{V}{V}\right)$

$$\begin{array}{l} 75 \text{ mL} \rightarrow 1500 \text{ mL} \\ x \rightarrow 100 \text{ mL} \end{array} \quad \frac{75 \times 100}{1500} = 5 \quad C = 5\%$$

203. Quelle quantité (en moles) d'hydroxyde de sodium (NaOH) doit-on dissoudre pour préparer 500 mL d'une solution de concentration 4 mol/L ?

$$n = 2 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{l} 4 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol} \rightarrow 500 \text{ mL} \end{array} \quad \frac{4 \times 500}{1000} = 2 \text{ mol}$$

204. Quelle sera la concentration molaire de 4 litres d'une solution dans laquelle 0,5 mole de soluté a été utilisée ? $C = 0,125 \text{ mol/L}$

$$\begin{array}{l} 0,5 \text{ mol} \rightarrow 4 \text{ L} \\ x \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} \quad \frac{0,5 \times 1}{4} = 0,125 \text{ mol}$$

205. Quel sera le volume d'une solution dont la concentration est de 0,5 mol/L, si 1 mole de soluté a été nécessaire à sa préparation ? $V = 2\text{ L}$ ou 2000 ml

$$\begin{array}{l} 0,5 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow x\text{ L} \end{array} \quad \frac{1 \times 1}{0,5} = 2\text{ L}$$

206. Dans chaque cas, effectue les calculs qui permettront de compléter le tableau suivant.

	Quantité de soluté	Concentration de la solution	Volume de la solution
a)	2 moles	0,5 ? mol/L	4 L
b)	? moles	2 mol/L	0,5 L
c)	4 g NaOH	0,2 ? mol/L	500 mL
d)	112 g KOH	0,5 M	4 ? L
e)	4 g Masse de CH ₃ OH	0,5 mol/L	0,25 L
f)	2 moles NaCl	0,25 M	8 ? L
g)	8,5 g NaNO ₃	0,5 ? mol/L	200 mL
h)	504 g Masse de HNO ₃	4 M	2 L
i)	2 moles HCl	0,1 mol/L	20 ? L

a) $2 \text{ mol} \rightarrow 4\text{ L}$
 $x \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}$
 $\frac{2 \times 1}{4} = 0,5 \text{ mol}; c = 0,5 \text{ mol/L}$

b) $2 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}$
 $x \text{ mol} \rightarrow 0,5\text{ L}$
 $\frac{2 \times 0,5}{1} = 1 \text{ mol}; n = 1 \text{ mol}$

c) $4\text{ g} \rightarrow 500\text{ mL}$
 $x\text{ g} \rightarrow 1000\text{ mL}$
 $\frac{4 \times 1000}{500} = 8\text{ g}; 8\text{ g} \rightarrow x \text{ mol}; \frac{8 \times 1}{40} = 0,2 \text{ mol}; c = 0,2 \text{ mol/L}$
 $\underbrace{23\text{g} + 16\text{g} + 1\text{g}}_{40\text{g}} \rightarrow 1 \text{ mol}$

d) $112\text{ g} \rightarrow x \text{ mol}; \frac{112 \times 1}{56} = 2 \text{ mol}; 2 \text{ mol} \rightarrow x \text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,5} = 4\text{ L}$
 $\underbrace{39\text{g} + 16\text{g} + 1\text{g}}_{56\text{g}} \rightarrow 1 \text{ mol}; 0,5 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,5} = 4\text{ L}$

e) $0,5 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}; 0,5 \times 0,25 = 0,125 \text{ mol}; 0,125 \text{ mol} \rightarrow x\text{ g}$
 $x \text{ mol} \rightarrow 0,25\text{ L}; 1 \text{ mol} \rightarrow \underbrace{12\text{g} + (3 \times 1\text{g}) + 16\text{g} + 1\text{g}}_{32\text{g}}; \frac{0,125 \times 32}{1} = 4\text{ g}$

f) $0,25 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,25} = 8\text{ L}$
 $2 \text{ mol} \rightarrow x\text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,25} = 8\text{ L}$

g) $8,5\text{ g} \rightarrow 200\text{ mL}; \frac{8,5 \times 1000}{200} = 42,5\text{ g}; 42,5\text{ g} \rightarrow x \text{ mol}; \frac{42,5 \times 1}{85} = 0,5 \text{ mol}; c = 0,5 \text{ mol/L}$
 $x\text{ g} \rightarrow 1000\text{ mL}; \underbrace{23\text{g} + 14\text{g} + (3 \times 1\text{g})}_{85\text{g}} \rightarrow 1 \text{ mol}; \frac{42,5 \times 1}{85} = 0,5 \text{ mol}; c = 0,5 \text{ mol/L}$

h) $4 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}; \frac{4 \times 2}{1} = 8 \text{ mol}; 8 \text{ mol} \rightarrow x\text{ g}$
 $x \text{ mol} \rightarrow 2\text{ L}; 1 \text{ mol} \rightarrow \underbrace{1\text{g} + 14\text{g} + (3 \times 1\text{g})}_{63\text{g}}; \frac{8 \times 63}{1} = 504\text{ g}$

i) $2 \text{ mol} \rightarrow x\text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,1} = 20\text{ L}$
 $0,1 \text{ mol} \rightarrow 1\text{ L}; \frac{2 \times 1}{0,1} = 20\text{ L}$

207. Une solution d'eau de Javel est marquée à 5% (m/V). Le sel employé pour préparer cette solution est de l'hypochlorite de sodium (NaClO). Quelle est la concentration molaire de cette eau de Javel ? $[NaClO] = 0,07 \text{ mol/L}$

$$\begin{array}{l} 5g \rightarrow 100 \text{ mL} \\ xg \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ \frac{5 \times 1000}{100} = 50g \end{array} \quad \begin{array}{l} 50g \rightarrow x \text{ mol} \\ \underbrace{23g + 35,5g + 16g}_{74,5g} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \quad \begin{array}{l} \frac{5 \times 1}{74,5} = 0,067 \text{ mol} ; C = 0,067 \text{ mol/L} \\ \text{ou} \\ 0,07 \text{ mol/L} \end{array}$$

208. Quelle est la concentration de 5 L d'une solution qui contient 0,5 mole de soluté ? $C = 0,1 \text{ mol/L}$

$$\begin{array}{l} 0,5 \text{ mol} \rightarrow 5 \text{ L} \\ x \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \end{array} \quad \frac{0,5 \times 1}{5} = 0,1 \text{ mol} ; C = 0,1 \text{ mol/L}$$

209. Une solution dont le volume est de 250 mL contient 2 moles de soluté. Quelle est la concentration molaire de cette solution ? $C = 8 \text{ mol/L}$

$$\begin{array}{l} 2 \text{ mol} \rightarrow 250 \text{ mL} \\ x \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array} ; \frac{2 \times 1000}{250} = 8 \text{ mol} ; C = 8 \text{ mol/L}$$

210. Combien de moles de soluté faut-il utiliser pour préparer 2 L d'une solution dont la concentration molaire est de 0,25 mol/L ? $n = 0,5 \text{ mol}$

$$\begin{array}{l} 0,25 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \\ x \text{ mol} \rightarrow 2 \text{ L} \end{array} ; \frac{0,25 \times 2}{1} = 0,5 \text{ mol}$$

211. Quelle masse de NaOH faut-il utiliser pour préparer 500 mL d'une solution dont la concentration molaire est de 4 mol/L ? $m = 80g$

$$\begin{array}{l} 4 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \text{ mol} \rightarrow 500 \text{ mL} \\ \frac{4 \times 500}{1000} = 2 \text{ mol} \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol} \rightarrow x \text{ g} \\ 1 \text{ mol} \rightarrow \underbrace{23g + 16g + 1g}_{40g} \\ \frac{2 \times 40}{1} = 80g \end{array} \right.$$

212. Quel est le volume d'une solution d'une concentration de 0,5 mol/L qui contient 25 g de $KHCO_3$? $V = 0,5 \text{ L}$ ou 500 mL

$$\begin{array}{l} 25g \rightarrow x \text{ mol} \\ \underbrace{39g + 1g + 12g + (3 \times 16g)}_{100g} \rightarrow 1 \text{ mol} \\ \frac{25 \times 1}{100} = 0,25 \text{ mol} \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} 0,5 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \\ 0,25 \text{ mol} \rightarrow x \text{ L} \\ \frac{0,25 \times 1}{0,5} = 0,5 \text{ L} \end{array} \right.$$

213. Les fins de semaine, tu travailles dans une serre. On te demande de préparer 500 mL d'une solution de nitrate de sodium (NaNO_3) de 4 M. Calcule la masse de nitrate de sodium nécessaire à la préparation de cette solution.

$$m = 170\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 4\text{ mol} \rightarrow 1000\text{ mL} \\ x\text{ mol} \rightarrow 500\text{ mL} \\ \frac{4 \times 500}{1000} = 2\text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 2\text{ mol} \rightarrow x\text{ g} \\ 1\text{ mol} \rightarrow \underbrace{23\text{g} + 14\text{g} + (3 \times 16\text{g})}_{85\text{g}}; \quad \frac{2 \times 85}{1} = 170\text{g} \end{array}$$

214. Calculer la concentration molaire d'une solution aqueuse contenant 5 g d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) dans 0,750 L de solution.

$$C = 0,14\text{ mol/L}$$

$$\begin{array}{l} 5\text{ g} \rightarrow 0,750\text{ L} \\ x\text{ g} \rightarrow 1\text{ L} \\ \frac{5 \times 1}{0,750} = 6,6\bar{6}\text{ g} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 6,6\bar{6}\text{ g} \rightarrow x\text{ mol} \\ \underbrace{(2 \times 12\text{g}) + (6 \times 1\text{g}) + 16\text{g}}_{46\text{g}} \rightarrow 1\text{ mol} \\ \frac{6,6\bar{6} \times 1}{46} = 0,14\text{ mol} \end{array}$$

215. Calculer la masse d'hydroxyde de sodium (NaOH) nécessaire pour préparer 100 mL d'une solution à une concentration de 5 mol/L.

$$m = 20\text{g}$$

$$\begin{array}{l} 5\text{ mol} \rightarrow 1000\text{ mL} \\ x\text{ mol} \rightarrow 100\text{ mL} \\ \frac{5 \times 100}{1000} = 0,5\text{ mol} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 0,5\text{ mol} \rightarrow x\text{ g} \\ 1\text{ mol} \rightarrow \underbrace{23\text{g} + 16\text{g} + 1\text{g}}_{40\text{g}} \\ \frac{0,5 \times 40}{1} = 20\text{g} \end{array}$$

216. Quelle est la concentration en parties par million du « chlore » ($\text{Ca}(\text{ClO})_2$) dans l'eau d'une piscine si on a mis 150 g de $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ dans 55 m³ d'eau ?

unités
correspondantes
g → mL
kg → L
g → cm³

$$C = 2,73\text{ ppm}$$

$$\begin{array}{l} 150\text{ g} \rightarrow 55 \times 1000 \times 1000\text{ cm}^3 \\ x\text{ g} \rightarrow 1000\text{ 000 cm}^3 \\ \frac{150 \times 1000\text{ 000}}{55\text{ 000 000}} = 2,72\text{ ppm} \end{array}$$

217. Quelle est la concentration en parties par million (ppm) de 1 g de dioxyde de carbone contenu dans 1000 g d'air ?

$$C = 1000\text{ ppm}$$

$$\begin{array}{l} 1\text{ g} \rightarrow 1000\text{ g} \\ x \rightarrow 1000\text{ 000 g} \\ \frac{1 \times 1000\text{ 000}}{1000} = 1000 \end{array}$$

$$1L \rightarrow 1000 mL \rightarrow 1000g$$

218. La teneur en calcium d'une eau de source est de 35 ppm. Exprimez cette teneur en grammes par litre et en milligrammes par litre. $C = 0,035g/L$ etc = $35mg/L$

$$\begin{array}{l} 35g \rightarrow 100000g mL \\ xg \rightarrow 1000 mL \end{array}$$

$$\frac{35 \times 1000}{100000} = 0,035g$$

$$C = 0,035g/L$$

$$0,035g \times 1000 = 35mg/L$$

$$\text{donc } C = \frac{35mg}{L}$$

On constate que si $C \rightarrow mg/L$ cela correspond à des ppm.

219. Calculez la concentration molaire de 20 g d'hydroxyde de sodium dissous dans un volume total de 1000 mL de solution. $[NaOH] = 0,5 mol/L$

$$\begin{array}{l} 20g \rightarrow x mol \\ 23g + 16g + 1g \rightarrow 1 mol \\ 40g \end{array}$$

$$\frac{20 \times 1}{40} = 0,5 mol$$

$$[NaOH] = 0,5 mol/L$$

220. Calculez la concentration molaire de 250 g de carbonate de calcium (CaCO₃) dissous dans un volume total de 5 L de solution. $[CaCO_3] = 0,5 mol/L$

$$\begin{array}{l} \text{Volume (L)} \\ 250g \rightarrow 5L \\ xg \rightarrow 1L \end{array}$$

$$\frac{250 \times 1}{5} = 50g$$

"Traduction" g \rightarrow mol

$$\begin{array}{l} 50g \rightarrow x mol \\ 40g + 12g + (3 \times 16g) \rightarrow 1 mol \\ 100g \end{array}$$

$$\frac{50 \times 1}{100} = 0,5 mol$$

221. Calculez la concentration molaire de 30 g de sulfate de cuivre (CuSO₄) dissous dans un volume total de 2 500 mL de solution. $[CuSO_4] = 0,08 mol/L$

$$\begin{array}{l} \text{Volume (L)} \\ 30g \rightarrow 2500 mL \\ xg \rightarrow 1000 mL \\ \frac{30 \times 1000}{2500} = 12g \end{array}$$

"Traduction" g \rightarrow mol

$$\begin{array}{l} 12g \rightarrow x mol \\ 63,5g + 32g + (4 \times 16g) \rightarrow 1 mol \\ 159,5g \end{array}$$

$$\frac{12 \times 1}{159,5} = 0,08 mol$$

222. Combien de grammes de NaOH dissous y a-t-il dans un volume total de 100 mL de solution ayant une concentration en NaOH de 3 mol/L ? $m = 12g$

Volume

$$\begin{array}{l} 3 mol \rightarrow 1000 mL \\ x mol \rightarrow 100 mL \\ \frac{3 \times 100}{1000} = 0,3 mol \end{array}$$

"Traduction" mol \rightarrow g

$$\begin{array}{l} 0,3 mol \rightarrow xg \\ 1 mol \rightarrow 23g + 16g + 1g \\ 40g \end{array}$$

$$\frac{0,3 \times 40}{1} = 12g$$

223. Vous préparez une solution d'alcool (éthanol, C_2H_5OH) en mélangeant 10 mL d'alcool avec de l'eau jusqu'à l'obtention de 500 mL de solution. Ces 10 mL d'alcool ont une masse de 7,8 g.

a) Calculez la concentration de cette solution en grammes par litre. $C = 15,6 \text{ g/L}$

$$\begin{array}{l} 7,8 \text{ g} \rightarrow 500 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$\frac{7,8 \times 1000}{500} = 15,6 \text{ g} \text{ donc } C = 15,6 \text{ g/L}$$

b) Calculez la concentration en ppm. $c = 15\,668,94 \text{ ppm}$

$$\begin{array}{l} 7,8 \text{ g} \rightarrow (500 \text{ mL} - 10 \text{ mL}) + 7,8 \text{ g} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000\,000 \text{ g} \end{array}$$

$$\frac{7,8 \times 1000\,000}{497,8} = 15\,668,94 \text{ g}$$

c) Calculez la concentration molaire de la solution de 500 mL. $[C_2H_5OH] = 0,34 \text{ mol/L}$

volume (L)

$$\begin{array}{l} 7,8 \text{ g} \rightarrow 500 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$\frac{7,8 \times 1000}{500} = 15,6 \text{ g}$$

"Traduction" g \rightarrow mol

$$\begin{array}{l} 15,6 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \\ \frac{(2 \times 12 \text{ g}) + 6 \text{ g} + 16 \text{ g}}{46 \text{ g}} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \quad \frac{15,6 \times 1}{46} = 0,34 \text{ mol}$$

224. Quelle serait la concentration en g/L d'une solution de 100 mL qui contient 5 g de soluté ? $C = 50 \text{ g/L}$

$$\begin{array}{l} 5 \text{ g} \rightarrow 100 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$\frac{5 \times 1000}{100} = 50 \text{ g}$$

225. On a dissous 14 g de NaOH dans de l'eau. Le volume de cette solution est 250 mL. Quelle est la concentration molaire de cette solution aqueuse?

$$[NaOH] = 1,4 \text{ mol/L}$$

Volume (L)

$$\begin{array}{l} 14 \text{ g} \rightarrow 250 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array}$$

$$\frac{14 \times 1000}{250} = 56 \text{ g}$$

"Traduction" g \rightarrow mol

$$\begin{array}{l} 56 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \\ \frac{23 \text{ g} + 16 \text{ g} + 1 \text{ g}}{40 \text{ g}} \rightarrow 1 \text{ mol} \end{array} \quad \frac{56 \times 1}{40} = 1,4 \text{ mol}$$

226. Tu disposes de 100 mL d'une solution de concentration 15 g/L. Tu voudrais transformer cette solution pour qu'elle soit concentrée à 5 g/L. Que dois-tu faire ?

Ajouter 200 mL d'eau à la solution concentrée.

$$V_1 = 100 \text{ mL}$$

$$C_1 = 15 \text{ g/L}$$

$$C_2 = 5 \text{ g/L}$$

$$V_2 = ?$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}$$

$$V_2 = \frac{15 \times 100}{5}$$

$$V_2 = 300 \text{ mL}$$

Ajouter $300 \text{ mL} - 100 \text{ mL} = 200 \text{ mL}$ d'eau

On la veut $\frac{15 \text{ g/L}}{5 \text{ g/L}} = 3$ fois moins

concentrée, donc on rajoute $3 - 1$ fois le volume existant, donc 2 fois $100 \text{ mL} = 200 \text{ mL}$.

227. Tu disposes de 10 mL d'une solution de concentration 50 g/L. Si tu veux diminuer la concentration à 30 g/L, quel volume de solvant devras-tu utiliser ?

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 10 \text{ mL} \\
 C_1 = 50 \text{ g/L} \\
 C_2 = 30 \text{ g/L} \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \underline{6,67 \text{ mL}} \\
 C_1 V_1 = C_2 V_2 \\
 V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 V_2 = \frac{50 \times 10}{30} \\
 V_2 = 16,67 \text{ mL (volume final)}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \text{Volume ajouté: } (16,67 - 10) \text{ mL} = \\
 6,67 \text{ mL}
 \end{array}$$

228. Tu veux faire une solution de concentration 25 g/L à partir de 3 L d'une solution de concentration 60 g/L. Quelle quantité de solvant dois-tu y ajouter ?

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 3 \text{ L} \\
 C_1 = 60 \text{ g/L} \\
 C_2 = 25 \text{ g/L} \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \underline{4,2 \text{ L}} \\
 C_1 V_1 = C_2 V_2 \\
 V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 V_2 = \frac{60 \times 3}{25} \\
 V_2 = 7,2 \text{ L (volume final)}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 \text{Volume ajouté: } 7,2 \text{ L} - 3 \text{ L} = 4,2 \text{ L}
 \end{array}$$

229. Tu disposes de 250 mL d'une solution concentrée à 30 %. Quel sera le volume final de cette solution si tu la dilues de façon à obtenir une concentration de 25 % ? $V_2 = 300 \text{ mL}$

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 250 \text{ mL} \\
 C_1 = 30\% \\
 C_2 = 25\% \\
 V_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 C_1 V_1 = C_2 V_2 \\
 V_2 = \frac{C_1 V_1}{C_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 V_2 = \frac{30 \times 250}{25} \\
 V_2 = 300 \text{ mL}
 \end{array}$$

230. On te donne 10 L d'une solution de concentration 30 g/L. Quel volume de cette solution dois-tu utiliser pour créer 250 mL d'une solution de concentration 12 g/L ? $V_1 = 100 \text{ mL}$

$$\begin{array}{l}
 V_1 = ? \\
 C_1 = 30 \text{ g/L} \\
 C_2 = 12 \text{ g/L} \\
 V_2 = 250 \text{ mL}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 C_1 V_1 = C_2 V_2 \\
 V_1 = \frac{C_2 V_2}{C_1}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 V_1 = \frac{12 \times 250}{30} \\
 V_1 = 100 \text{ mL}
 \end{array}$$

231. Si on ajoute 100 mL de solvant à 300 mL d'une solution de concentration 20 g/L, quelle en sera la nouvelle concentration ? $C_2 = 15 \text{ g/L}$

$$\begin{array}{l}
 V_1 = 300 \text{ mL} \\
 C_1 = 20 \text{ g/L} \\
 V_2 = 300 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 400 \text{ mL} \\
 C_2 = ?
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 C_1 V_1 = C_2 V_2 \\
 C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}
 \end{array}
 \quad
 \begin{array}{l}
 C_2 = \frac{20 \times 300}{400} = 15 \text{ g/L}
 \end{array}$$

232. Tu disposes de 250 mL d'une solution de concentration 0,15 g/L. Si tu

ajoutes 350 mL de solvant, quelle sera la nouvelle concentration de cette solution ? $C_2 = 0,0625 \text{ g/L}$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad C_2 = \frac{0,15 \times 250}{600} = 0,0625 \text{ g/L}$$

$$C_2 = \frac{C_1 V_1}{V_2}$$

$V_1 = 250 \text{ mL}$
 $C_1 = 0,15 \text{ g/L}$
 $V_2 = 250 \text{ mL} + 350 \text{ mL} = 600 \text{ mL}$
 $C_2 = ?$

233. On te donne 2 L d'une solution de concentration inconnue et on te demande d'y ajouter 250 mL de solvant. La concentration de cette nouvelle solution sera alors de 20 g/L. Quelle était la concentration initiale de cette solution ? $C_1 = 22,5 \text{ g/L}$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad C_1 = \frac{20 \times 2250}{2000}$$

$$C_1 = \frac{C_2 V_2}{V_1} \quad C_1 = 22,5 \text{ g/L}$$

$V_1 = 2 \text{ L} = 2000 \text{ mL}$
 $C_1 = ?$
 $V_2 = 2000 \text{ mL} + 250 \text{ mL} = 2250 \text{ mL}$
 $C_2 = 20 \text{ g/L}$

234. Un litre d'une solution aqueuse de chlorure de sodium contient 0,02 mol de soluté. Calculer la quantité de soluté contenu dans 50 mL de cette solution.

$n = 0,001 \text{ mol}$

Volume

$0,02 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL}$
 $x \text{ mol} \rightarrow 50 \text{ mL}$

$\frac{0,02 \times 50}{1000} = 0,001 \text{ mol}$

On ne peut pas "traduire" mol en g, car pas de formule moléculaire, donc la quantité est exprimée en mol.

235. Au quai de Sept-Îles, des inspecteurs veulent mesurer la quantité de polluants émis dans l'eau par un navire marchand. Dans un volume d'eau de 100 L prélevé près du navire, ils ont retrouvé 25 mg de polluants. Quel est la concentration de polluants en ppm près du navire ? $C = 0,25 \text{ ppm}$

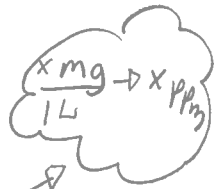
$0,025 \text{ g} \rightarrow 100000 \text{ mL}$
 $x \text{ g} \rightarrow 1000000 \text{ mL}$
 $\frac{0,025 \times 1000000}{100000} = 0,25 \text{ g}$

donc $C = 0,25 \text{ ppm}$

Truc accepté par le Ministère

$25 \text{ mg} \rightarrow 100 \text{ L}$
 $x \text{ mg} \rightarrow 1 \text{ L}$
 $\frac{25 \times 1}{100} = 0,25 \text{ mg}$

donc $0,25 \text{ mg} \rightarrow 0,25 \text{ ppm}$



Unités correspondantes
 $\text{g} \rightarrow \text{mL}$
 $\text{g} \rightarrow \text{cm}^3$
 $\text{kg} \rightarrow \text{L}$

236. Quelle est la concentration molaire d'une solution si 20 g de CaCO_3 ont été dissous dans 500 mL de solution ?

$C = 0,4 \text{ mol/L}$

Volume (L)

$20 \text{ g} \rightarrow 500 \text{ mL}$
 $x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL}$

$\frac{20 \times 1000}{500} = 40 \text{ g}$

"Traduction" g \rightarrow mol

$40 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol}$
 $40 \text{ g} + 12 \text{ g} + (3 \times 16 \text{ g}) \rightarrow 1 \text{ mol}$
 100 g

$\frac{40 \times 1}{100} = 0,4 \text{ mol}$

237. On retrouve 60 mg de NaCl dans un volume de 25 mL. Quel est cette concentration en g/L et en % (m/V) ? $C = 0,06g/L$; $C = 0,006\% \left(\frac{m}{V}\right)$

$$60 \text{ mg} \div 1000 = 0,06 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0,06 \text{ g} \rightarrow 25 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array} \right\} \frac{0,06 \times 1000}{25} = 0,06 \text{ g} \quad \left. \begin{array}{l} 0,06 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 100 \text{ mL} \end{array} \right\} \text{donc } C = 0,006\%$$

$$\left. \begin{array}{l} 0,06 \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000 \text{ mL} \end{array} \right\} \frac{0,06 \times 100}{1000} = 0,006 \text{ g}$$

238. Les symptômes de l'empoisonnement au mercure commencent à se manifester lorsqu'une personne a accumulé 20 mg de mercure dans son organisme. Calculez cette quantité en ppm pour une personne de 60 kg.

Unités correspondantes
g → mL
g → cm³
kg → L
g → g
...

$$C = 0,33 \text{ ppm}$$

$$20 \text{ mg} \div 1000 = 0,02 \text{ g} \quad \text{et} \quad 60 \text{ kg} \times 1000 = 60000 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0,02 \text{ g} \rightarrow 60000 \text{ g} \\ x \text{ g} \rightarrow 1000000 \text{ g} \end{array} \right\} \frac{0,02 \times 1000000}{60000} = 0,33 \text{ g} \quad \text{donc } 0,33 \text{ ppm}$$

239. On a besoin, pour effectuer une expérience de chimie, d'une solution de chlorure de magnésium 0,125 M. Quel volume maximum de solution peut-on préparer si on ne dispose que de 87,8 g de soluté ?

$$MgCl_2$$

$$87,8 \text{ g} \rightarrow x \text{ mol} \quad \frac{87,8 \times 1}{95} = 0,92421 \dots \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0,125 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ 0,92421 \dots \text{ mol} \rightarrow x \text{ mL} \end{array} \right\} \frac{0,92421 \dots \times 1000}{0,125} = 7393,68 \text{ mL} \quad \text{ou } 7,39 \text{ L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 24 \text{ g} + (2 \times 35,5 \text{ g}) \\ \hline 95 \text{ g} \end{array} \right\} \rightarrow 1 \text{ mol}$$

240. La concentration d'une solution de phosphate de sodium (Na₃PO₄) est de 2,0 % (m/V). Quelle masse de soluté faut-il pour préparer 1,5L de solution ?

$$m = 300 \text{ g}$$

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ g} \rightarrow 100 \text{ mL} \\ x \text{ g} \rightarrow 1500 \text{ mL} \end{array} \right\} \frac{20 \times 1500}{100} = 300 \text{ g}$$

241. L'éthylène glycol, aussi appelé antigel, se dégrade en quelques jours dans

l'air et en plusieurs semaines dans l'eau ou le sol. On utilise de l'antigel pour protéger les tuyaux d'une piscine, et la concentration acceptable de ce produit pour une baignade sécuritaire ne doit pas dépasser 20 ppm. Si l'on emploie 6 L d'antigel dans une piscine contenant 80 000 L d'eau et que, au printemps suivant, seulement la moitié de l'éthylène glycol s'est dégradé, la concentration exposerait-elle les baigneurs à certains risques ? Oui, car 37,5 ppm > 20 ppm

$$6 \text{ L} / 2 = 3 \text{ L} \text{ restant}$$

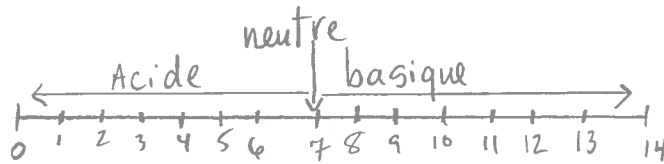
$$3 \text{ L} \rightarrow 80000 \text{ L}$$

$$x \text{ L} \rightarrow 1000000 \text{ L}$$

$$\frac{3 \times 1000000}{80000} = 37,5 \text{ L}$$

donc $C = 37,5 \text{ ppm}$, elle est supérieure à 20 ppm donc, il y a des risques pour les plongeurs.

Unités correspondantes
g → mL
g → cm³
kg → L
g → g
L → L



242. Moins la valeur de pH est élevée, plus la solution est acide
243. Les solutions basiques ont un pH supérieur à 7
244. Les solutions ayant un pH élevé présentent une faible concentration en ions H^+

245. Une solution ayant un pH de 7 est Neutre

246. Qu'est-ce qu'un colorant indicateur?
Substance qui change de couleur selon le pH.

247. Qu'est-ce que le pH?
Représente le potentiel d'ions H^+ dans une solution.

248. Sur une échelle de pH, situe les solutions acides et les solutions basiques.
0 ← acide 7 neutre Basique → 14

249. En diluant une solution acide, on augmente son pH.

250. On veut connaître le pH d'une solution en utilisant deux indicateurs. Avec le bleu de bromothymol, la solution est jaune. Avec le vert de bromocrésol, elle 5,3 - 14 est bleue. En t'aidant du tableau POINTS DE VIRAGE DE QUELQUES INDICATEURS détermine le pH de cette solution. Le pH de la solution se situe entre 5,4 et 6, la solution est acide.

251. Tu dois déterminer le caractère acide ou basique d'une solution.

- a) Quel est l'inconvénient d'utiliser à cette fin le jaune d'alizarine R? (Voir le tableau POINTS DE VIRAGE DE QUELQUES INDICATEURS).

Son point de virage ne se fait pas autour de 7, Il sera donc difficile de déterminer le caractère acide ou basique de la solution. Il est jaune pour un acide et

- b) Nomme deux indicateurs qui conviennent mieux. Justifie tes choix. pour une base jusqu'à un pH de 10,1
Bleu de bromothymol et rouge de phénol car le point de virage se fait autour de 7.

252. Une solution colore l'orange de méthyle en 4,4 - 14 jaune et le bleu de bromothymol en 0 - 6 jaune.

- a) Selon le tableau POINTS DE VIRAGE DE QUELQUES INDICATEURS que peux-tu dire au sujet du pH de cette solution?

Le pH sera supérieur à 4,4 et inférieur à 6,

- b) Si le pH de cette solution se situait à 4,9, quels sont les deux indicateurs qui te permettraient d'obtenir la valeur la plus près de ce pH?

Bleu de bromophénol et p-nitrophénol

253. Vrai ou faux, une solution acide possède un surplus d'ions H^+ en solution.
Vrai, dans une sol'n acide $[H^+] > [OH^-]$

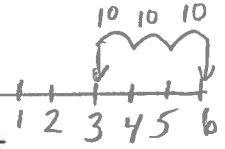
254. Vrai ou faux, une solution basique possède un surplus d'ion OH^- en solution.
Vrai, dans une sol'n basique $[H^+] < [OH^-]$ (alcaline)

255. À partir de leur formule chimique, classez les composés suivants selon leur valeur de pH.
 H_2Te - $CaCl_2$ - Na_2SO_4 - $MgSO_4$ - H_2SO_3 - $K_2Cr_2O_7$ - NH_4OH - $Al(OH)_3$ - $HClO_3$ - $Mg(OH)_2$

pH < 7	pH > 7	pH = 7
H_2Te	NH_4OH	$CaCl_2$
H_2SO_3	$Al(OH)_3$	Na_2SO_4
$HClO_3$	$Mg(OH)_2$	$MgSO_4$
		$K_2Cr_2O_7$

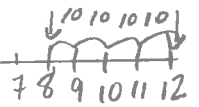
256. Une solution « A » a un pH égal à 3. Une solution « B » a un pH égal à 6.
 Combien de fois la solution « A » est-elle plus acide que la concentration B ?

La sol'n A est 1000 fois plus acide que la sol'n B
 (10 x 10 x 10)



257. Une solution « A » a un pH égal à 8. Une solution « B » a un pH égal à 12.
 Combien de fois la solution « A » est-elle moins basique que la concentration B ?

La sol'n A est 10000 fois moins basique que la sol'n B.



258. Une solution basique porte aussi le nom de solution alcaline

259. Voici le pH de plusieurs solutions. Classe ces solution par ordre décroissant d'acidité. Solution « A » : pH = 6, solution « B » : pH = 3, solution « C » : pH = 4, solution « D » : pH = 1.

D - B - C - A

260. Voici le pH de plusieurs solutions. Classe ces solution par ordre décroissant d'alcalinité. Solution « A » : pH = 8, solution « B » : pH = 13, solution « C » : pH = 9, solution « D » : pH = 11.

B - D - C - A

261. Complète le tableau.

Solution	pH	pOH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)	Nature
A	2	12	10 ⁻²	10 ⁻¹²	acide
B	3	11	10 ⁻³	10 ⁻¹¹	acide
C	5	9	10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	acide
D	6	8	10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	acide
E	7	7	10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	neutre

enlever

262. Combien de fois une solution A d'un pH de 3 est-elle plus acide qu'une solution B d'un pH de 6? Elle est 1000 fois plus acide.

~~11~~
1 2 3 4 5 6

263. Tu viens d'établir le pH de la piscine à 7,2. Il commence à pleuvoir et il pleut durant deux journées entières. pH de la pluie ≈ 5,3

a) Lorsque la pluie aura cessé, quel sera le comportement probable du pH par rapport à ce qu'il était avant la pluie?

Le pH sera inférieur à 7,2 car l'eau de pluie a un pH ≈ 5,3

b) La piscine contiendra-t-elle un surplus de H⁺_(aq) ou de OH⁻_(aq)?

Oui, elle contiendra une [H⁺] > [OH⁻]

c) Comment rétablir le pH de la piscine à 7,2?

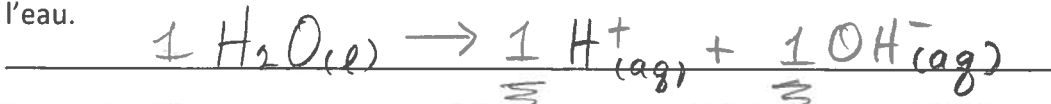
En ajoutant une solution basique

d) Comment savoir que le pH sera rétabli?

En utilisant un colorant indicateur approprié dans la solⁿ.

264. Quelles sont les caractéristiques d'une solution chimiquement neutre en ce qui concerne la [OH⁻]? [OH⁻] = 1 × 10⁻⁷ mol/L

265. Explique ta réponse précédente à l'aide de la formule moléculaire de l'eau.



$$\text{donc } [H^+] = [OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

266. Complète le tableau suivant.

Solution	pH	pOH	[H ⁺] (mol/L)	[OH ⁻] (mol/L)	Nature
A	2	12	10 ⁻²	10 ⁻¹²	acide
B	4	10	10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰	acide
C	5	9	0,000 01 = 10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	acide
D	0	14	10 ⁰ = 1	10 ⁻¹⁴	acide
E	6	8	10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	acide
F	9	5	10 ⁻⁹	10 ⁻⁵	Basique
G	13	1	10 ⁻¹³	0,1 10 ⁻¹	Basique
H	0	14	10 ⁰ = 1	10 ⁻¹⁴	acide
I	11	3	10 ⁻¹¹	0,001 10 ⁻³	Basique
J	7	7	10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	Neutre

267. Quel est le pH d'une solution dont la [H⁺] est de 0,01 mol/L? 10^{-2} mol/L
pH = 2

268. Quelle est la [OH⁻] d'une solution dont le pH est 6?

pOH = 8 → [OH⁻] = 1 × 10⁻⁸ mol/L

269. Quelle est la [OH⁻] d'une solution dont la [H⁺] est de 10⁻⁹ mol/L? 10^{-9} mol/L

pH = 9; pOH = 5; [OH⁻] = 1 × 10⁻⁵ mol/L

POINTS DE VIRAGE DE QUELQUES INDICATEURS

INDICATEURS NATURELS

Indicateur	Changement de couleur	Point de virage
Violet de méthyle	jaune → violet	0,2 - 2,0
Orange de méthyle	rouge → jaune	3,0 - 4,4
Bleu de bromophénol	jaune → violet	3,0 - 4,6
Vert de bromocrésol	jaune → bleu	3,8 - 5,4
Rouge de méthyle	rouge → jaune	4,4 - 6,2
p-nitrophénol	incoloré → jaune	5,0 - 7,0
Violet de bromocrésol	jaune → violet	5,2 - 6,8
Bleu de bromothymol	jaune → bleu	6,0 - 7,6
Rouge de phénol	jaune → rouge	6,4 - 8,2
Tourneol	rouge → bleu	
Violet de m-crésol	jaune → violet	7,6 - 9,2
Phénolphaléine	incoloré → fuchsia	8,2 - 10,0
Jaune d'alizarine R	jaune → rouge	10,1 - 11,1
Carmin d'indigo	bleu → jaune	12,0 - 14,0

Indicateur	Couleur initiale	Couleur finale	pH du point de virage
Pelure de pomme rouge	orange rose	rose jaune	4 6
Betterave	rouge violet	violet brun	6 11
Bleuet	rouge violet	violet vert	3,4 5
Chou rouge	rouge	vert	2,5 - 4,5
Oignon rouge	rose incolore	incoloré jaune	4 5
Oignon jaune	incoloré	jaune	6
Pelure de pêche	orange rose	rose vert	3 5
Pelure de poire	orange rose	rose vert	3 5
Pelure de radis	orange rose violet	rose violet brun	4 6 10
Pelure de rhubarbe	orange rose violet bleu	rose violet bleu brun	3 4 5 7
Tomate	incoloré jaune	jaune jaune foncé	7 9
Pelure de navet	rouge violet bleu vert	violet bleu-vert vert	3 5 6 8
Jus de raisin	rouge	vert	5

270. Dans une équation chimique, les réactifs sont à ^(réactants) gauche de la flèche et les produits à ^(substances réagissantes) droite de la flèche.

271. Vrai ou faux, pour balancer une équation on peut changer les indices.

Faux H_2O indice

272. Énonce la loi de la conservation de la matière.

Lors d'une réaction chimique, la masse des réactifs est égale à la masse des produits,

273. Quelle est la phrase célèbre de Lavoisier pour énoncer la loi de la conservation de la matière ?

Rien ne se perd, rien ne se crée!

274. Vrai ou faux, lorsque la loi de la conservation de la matière est respectée, on retrouve le même nombre de molécules du côté des réactifs et du côté des produits.

Faux, exemple $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
3 molécules \neq 2 molécules.

275. Vrai ou faux, lorsque nous avons une équation chimique, on peut vérifier si elle respecte la loi de la conservation de la matière en comparant le nombre d'atomes de chaque espèce du côté des réactifs et du côté des produits.

Vrai ; $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; Réactifs : 4 atomes H, 2 atomes O ; Produits : 4 atomes H, 2 atomes O

276. Vrai ou faux, lorsqu'une équation chimique est équilibrée elle respecte la loi de la conservation de la matière.

Vrai, masse réactifs = masse produits

277. Vrai ou faux, lorsque nous avons une équation chimique, on peut vérifier si elle respecte la loi de la conservation de la matière en comparant la masse des réactifs à celle des produits.

Vrai $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$; Réactifs : $(4 \times 1g) + (2 \times 16g)$; Produits : $(4 \times 1g) + (2 \times 16g)$

278. Indiquez si les équations suivantes sont correctement équilibrées.

Balancer celles qui ne le sont pas.

a) $CH_4 + 2 H_2O \rightarrow CO_2 + 4 H_2$ Bien balancée

b) $NH_3 + 5 O_2 \rightarrow NO + 6 H_2O$ $4 NH_3 + 5 O_2 \rightarrow 4 NO + 6 H_2O$

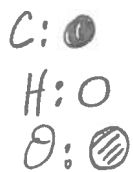
c) $NaOH \rightarrow Na + O_2 + H_2O$ $4 NaOH \rightarrow 4 Na + O_2 + 2 H_2O$

d) $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$ Bien balancée

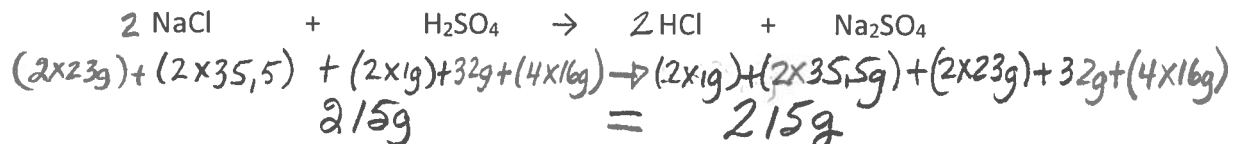
e) $2 HCl + 2 O_2 \rightarrow Cl_2 + 2 H_2O$ $2(2HCl + \frac{1}{2}O_2 \rightarrow Cl_2 + H_2O)$

$4 HCl + O_2 \rightarrow 2 Cl_2 + 2 H_2O$

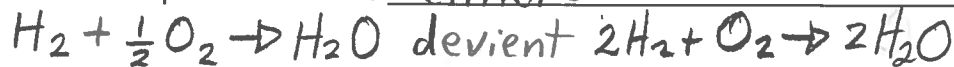
279. Équilibre l'équation suivante et à l'aide du modèle corpusculaire de l'atome, montre qu'elle respecte la loi de la conservation de la matière. Fais-toi une légende pour identifier tes atomes.



280. Équilibre cette équation et vérifie s'il y a conservation de la matière en calculant la masse des réactifs et celle des produits.



281. Lorsque qu'une équation est équilibrée, les coefficients stœchiométriques doivent être entiers



282. Voici une équation équilibrée : $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

- a) Vrai ou faux, la masse est égale du côté des réactifs et du côté des produits.

Vrai, 284g = 284g

- b) Il y a combien de molécules au total du côté des réactifs ? 2+7 = 9 molécules

- c) Il y a combien de molécules au total du côté des produits ? 4+6 = 10 molécules

- d) Vrai ou faux, lorsqu'une équation respecte la loi de la conservation de la matière, le nombre de molécules n'est pas nécessairement le même du côté des réactifs et du côté des produits. Vrai

- e) Combien y-a-t-il d'atomes de chaque sorte du côté des réactifs et du côté des produits ?

Réactifs :

Atomes de carbone : 4 atomes de carbone

Atomes d'hydrogène : 12 atomes d'hydrogène

Atomes d'oxygène : 14 atomes d'oxygène

Produits :

Atomes de carbone : 4

Atomes d'hydrogène : 12

Atomes d'oxygène : 14

- f) Vrai ou faux, lorsqu'une équation est équilibrée le nombre d'atomes de chaque espèce est respecté. Vrai, le nombre est toujours respecté.

283. Équilibrer les équations suivantes, inscrire le coefficient stœchiométrique approprié dans chaque case.

- a) $\boxed{1} \text{ C} + \boxed{1} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{1} \text{ CO}_2$
- b) $\boxed{2} \text{ Ca} + \boxed{1} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ CaO}$
- c) $\boxed{1} \text{ CaCO}_3 \longrightarrow \boxed{1} \text{ CaO} + \boxed{1} \text{ CO}_2$
- d) $\boxed{2} \text{ C} + \boxed{1} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ CO}$
- e) $\boxed{1} \text{ Zn} + \boxed{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \boxed{1} \text{ ZnSO}_4 + \boxed{1} \text{ H}_2$
- f) $\boxed{2} \text{ H}_2 + \boxed{1} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- g) $\boxed{1} \text{ N}_2 + \boxed{3} \text{ H}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ NH}_3$
- h) $\boxed{4} \text{ HCl} + \boxed{1} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ Cl}_2 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- i) $\boxed{1} \text{ CaCl}_2 + \boxed{1} \text{ Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow \boxed{1} \text{ CaCO}_3 + \boxed{2} \text{ NaCl}$
- j) $\boxed{3} \text{ Fe} + \boxed{4} \text{ H}_2\text{O} \longrightarrow \boxed{1} \text{ Fe}_3\text{O}_4 + \boxed{4} \text{ H}_2$
- k) $\boxed{2} \text{ KClO}_3 \longrightarrow \boxed{2} \text{ KCl} + \boxed{3} \text{ O}_2$
- l) $\boxed{1} \text{ CH}_4 + \boxed{2} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{1} \text{ CO}_2 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- m) $\boxed{2} \text{ C}_2\text{H}_2 + \boxed{5} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{4} \text{ CO}_2 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- n) $\boxed{1} \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} + \boxed{3} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ CO}_2 + \boxed{3} \text{ H}_2\text{O}$
- o) $\boxed{2} \text{ H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ H}_2\text{O} + \boxed{1} \text{ O}_2$
- p) $\boxed{1} \text{ MnO}_2 + \boxed{4} \text{ HCl} \longrightarrow \boxed{1} \text{ MnCl}_2 + \boxed{1} \text{ Cl}_2 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- q) $\boxed{2} \text{ NaOH} + \boxed{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \boxed{1} \text{ Na}_2\text{SO}_4 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- r) $\boxed{1} \text{ Ca(OH)}_2 + \boxed{2} \text{ HCl} \longrightarrow \boxed{1} \text{ CaCl}_2 + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$
- s) $\boxed{3} \text{ Mg(OH)}_2 + \boxed{2} \text{ H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \boxed{1} \text{ Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \boxed{6} \text{ H}_2\text{O}$
- t) $\boxed{2} \text{ C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa} + \boxed{1} \text{ MgCl}_2 \longrightarrow \boxed{1} (\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2\text{Mg} + \boxed{2} \text{ NaCl}$
- u) $\boxed{3} \text{ CuO} + \boxed{2} \text{ NH}_3 \longrightarrow \boxed{1} \text{ N}_2 + \boxed{3} \text{ H}_2\text{O} + \boxed{3} \text{ Cu}$
- v) $\boxed{2} \text{ BiCl}_3 + \boxed{3} \text{ H}_2\text{S} \longrightarrow \boxed{6} \text{ HCl} + \boxed{1} \text{ Bi}_2\text{S}_3$
- w) $\boxed{2} \text{ HNO}_3 + \boxed{1} \text{ SO}_2 \longrightarrow \boxed{1} \text{ H}_2\text{SO}_4 + \boxed{2} \text{ NO}_2$
- x) $\boxed{2} \text{ ZnS} + \boxed{3} \text{ O}_2 \longrightarrow \boxed{2} \text{ ZnO} + \boxed{2} \text{ SO}_2$
- y) $\boxed{3} \text{ C} + \boxed{4} \text{ HNO}_3 \longrightarrow \boxed{3} \text{ CO}_2 + \boxed{4} \text{ NO} + \boxed{2} \text{ H}_2\text{O}$