

Nom : _____ gr : _____

Exercices supplémentaires pour laboratoire chap 1 et 2

1A- Il faut préparer 100 mL d'une solution aqueuse de KCl dont la concentration sera de 32 000 ppm. Combien de g de soluté auras-tu besoin ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} \text{Concentration} = 32\,000 \text{ ppm} \quad 32\,000 \text{ ppm} = \frac{32\,000 \text{ g}}{1\,000\,000 \text{ g}} \quad \frac{32\,000 \text{ g}}{1\,000\,000 \text{ g}} = \frac{x \text{ g}}{100 \text{ g}} \\ \text{Volume désirée} = 100 \text{ mL} \\ 100 \text{ mL d'eau} = 100 \text{ g} \end{array}$$

Rép : 3.2 g

1B- À partir de 1A, de la solution KCl à 32 000 ppm, tu veux faire 100 mL une solution diluée à 0.02M. Combien de mL de solution concentrée devras-tu prendre ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} C1 = 32\,000 \text{ ppm} \quad \text{si } \frac{1 \text{ mole de KCl}}{74,5513 \text{ g}} = \frac{0.02 \text{ mole}}{x} \quad x = 1.49 \text{ g} \quad \text{si } \frac{1.49 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = \frac{x \text{ g}}{1\,000\,000 \text{ g}} = 1490 \text{ ppm} \\ V1 = \end{array}$$

$$C2 = 0.02 \text{ M} = 1490 \text{ ppm}$$

$$V2 = 100 \text{ mL}$$

$$1 \text{ mole de KCl} = 74,5513 \text{ g}$$

$$L = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} C1 \cdot V1 = C2 \cdot V2 \\ \frac{32\,000 \text{ ppm}}{32\,000 \text{ ppm}} \cdot V1 = \frac{1490 \text{ ppm}}{32\,000 \text{ ppm}} \cdot 100 \text{ mL} \\ V1 = 4,656 \text{ mL} \end{array}$$

Rép : $V1 = 4,66 \text{ mL}$ et 95.33 mL d'eau

2A- Il faut préparer 100 mL d'une solution de NaCl dont la concentration sera de 0,773 M. Combien de g de soluté auras-tu besoin ? CALCULS avec unités

$$\begin{array}{l} \text{Concentration} = 0.773 \text{ mol/L} \quad \text{si } \frac{1 \text{ mole de NaCl}}{58.44 \text{ g}} = \frac{0.773 \text{ mole}}{x} \quad x = 45.17 \text{ g} \quad \text{si } \frac{45.17 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g}}{100 \text{ mL}} = 4.52 \text{ g} \\ \text{Volume désirée} = 100 \text{ mL} \\ 1 \text{ mole de NaCl} = 58.44 \text{ g} \end{array}$$

Rép : dissoudre 4.52 g dans 50 mL, lorsque dissous, ajouter de l'eau jusqu'à 100 mL

2B- À partir de 2A, de la solution NaCl à 0,773 M, tu veux faire 50 mL une solution diluée à 0.3M. Combien de mL de solution concentrée devras-tu prendre ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} C1 = 0.773 \text{ mol/L} \\ V1 = \\ C2 = 0.3 \text{ mol/L} \\ V2 = 50 \text{ mL} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} C1 \cdot V1 = C2 \cdot V2 \\ \frac{0.773 \text{ mol/L}}{0.773 \text{ mol/L}} \cdot V1 = \frac{0.3 \text{ mol/L}}{0.773 \text{ mol/L}} \cdot 50 \text{ mL} \\ V1 = 19.4 \text{ mL} \end{array}$$

Rép : $V1 = 19.4 \text{ mL}$ et 30.6 mL d'eau

3A- Il faut préparer, par dissolution, 50 mL d'une solution de $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ à une concentration de 0.155 M. Combien de g de soluté auras-tu besoin ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} \text{Concentration} = 0.155 \text{ mol/L} \quad \text{si } \frac{1 \text{ mole de } \text{Mg}(\text{NO}_3)_2}{148.3 \text{ g}} = \frac{0.155 \text{ mole}}{x} \quad x = 22.99 \text{ g} \quad \text{si } \frac{22.99 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 1.15 \text{ g} \\ \text{Volume désirée} = 50 \text{ mL} \\ 1 \text{ mole de NaCl} = 148.3 \text{ g} \end{array}$$

Rép : dissoudre 1.15 g dans 25 mL, lorsque dissous, ajouter de l'eau jusqu'à 50 mL

3B- À partir de 3A, de la solution $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ à 0,155 M, tu veux faire 100 mL une solution diluée à 0.1M. Combien de mL de solution concentrée devras-tu prendre ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} C1 = 0.155 \text{ mol/L} \\ V1 = \\ C2 = 0.1 \text{ mol/L} \\ V2 = 100 \text{ mL} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} C1 \cdot V1 = C2 \cdot V2 \\ \frac{0.155 \text{ mol/L}}{0.155 \text{ mol/L}} \cdot V1 = \frac{0.1 \text{ mol/L}}{0.155 \text{ mol/L}} \cdot 100 \text{ mL} \\ V1 = 64.52 \text{ mL} \end{array}$$

Rép : $V1 = 64.52 \text{ mL}$ et 35.48 mL d'eau

4A- Préparer, par dissolution, 50 mL d'une solution de K_2SO_4 à 0,85 M. Combien de g de soluté auras-tu besoin ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} \text{Concentration} = 0.85 \text{ mol/L} \quad \text{si } \frac{1 \text{ mole de } \text{K}_2\text{SO}_4}{174.259 \text{ g}} = \frac{0.85 \text{ mole}}{x} \quad x = 148.12 \text{ g} \quad \text{si } \frac{148.12 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x \text{ g}}{50 \text{ mL}} = 7.4 \text{ g} \\ \text{Volume désirée} = 50 \text{ mL} \\ 1 \text{ mole de } \text{K}_2\text{SO}_4 = 174.259 \text{ g} \end{array}$$

Rép : dissoudre 7.4 g dans 25 mL, lorsque dissous, ajouter l'eau jusqu'à 50 mL

4B- À partir de 4A, de la solution K_2SO_4 à 0,85 M, tu veux faire 100 mL une solution diluée à 50 000 PPM. Combien de mL de solution concentrée devras-tu prendre ? CALCULS avec unités :

$$\begin{array}{l} C1 = 0.85 \text{ mol/L} \quad \text{si } \frac{1 \text{ mole de } \text{K}_2\text{SO}_4}{174.259 \text{ g}} = \frac{0.85 \text{ mole}}{x} \quad x = 148.12 \text{ g} \quad \text{si } \frac{148.12 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = \frac{x \text{ g}}{1\,000\,000 \text{ g}} = 148\,120 \text{ ppm} \\ V1 = \end{array}$$

$$C2 = 50\,000 \text{ ppm}$$

$$V2 = 100 \text{ mL}$$

$$1 \text{ mole de KCl} = 74,5513 \text{ g}$$

$$L = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} C1 \cdot V1 = C2 \cdot V2 \\ \frac{148\,120 \text{ ppm}}{148\,120 \text{ ppm}} \cdot V1 = \frac{50\,000 \text{ ppm}}{148\,120 \text{ ppm}} \cdot 100 \text{ mL} \\ V1 = 33.75 \text{ mL} \end{array}$$

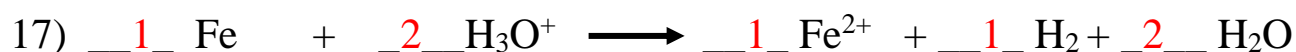
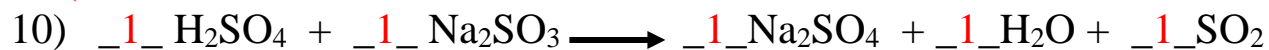
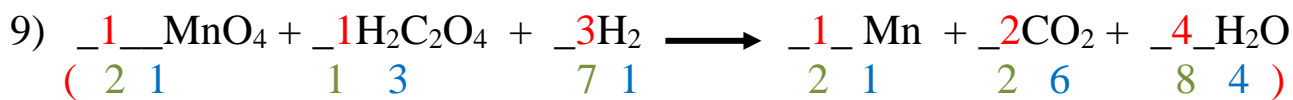
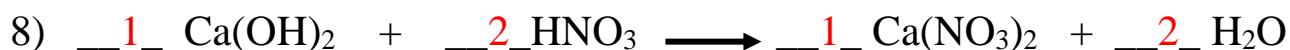
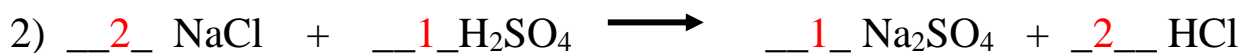
Rép : $V1 = 33.75 \text{ mL}$ et 66.24 mL d'eau

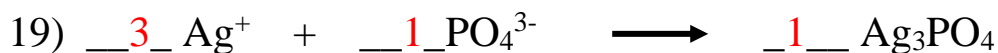
DOCUMENT SUPPLÉMENTAIRE 3.1 À 3.10

NOM : _____

gr : _____

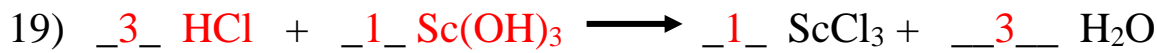
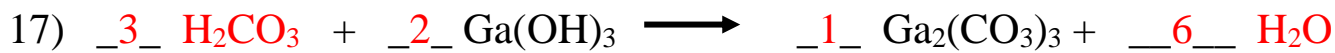
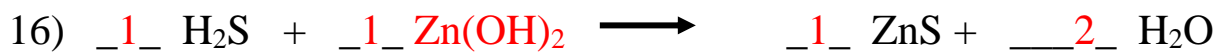
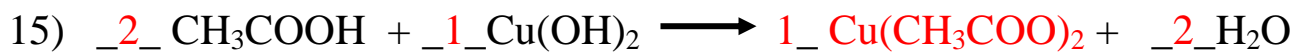
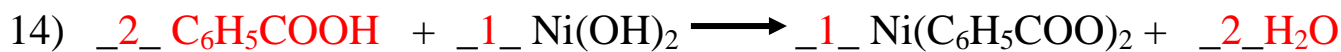
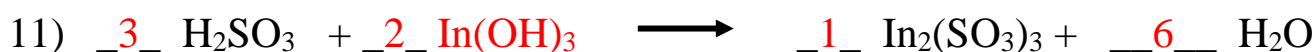
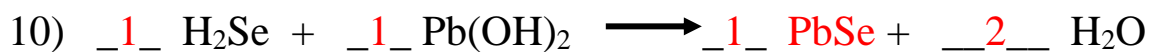
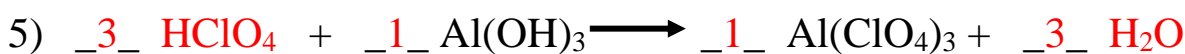
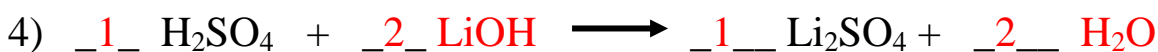
Balancez les équations suivantes





Balancer les équations et calculer les masses dans ces exemples de neutralisation.

Sel à écrire



NOM : _____ groupe : _____

En utilisant le tableau en bas de la page, dites si les composés suivants sont solubles (S) ou peu solubles (P) (précipité). Balancez les molécules et nommez les.

Formule solubilité nom scientifique

Exemple :

| | | | | |
|-------------------------------|------------------|-----------------------------------|---|-------------------------|
| Li | PO ₄ | Li ₃ PO ₄ | S | phosphate de trilithium |
| Ca | OH | Ca(OH) ₂ | P | dihydroxyde de calcium |
| Mg | CO ₃ | MgCO ₃ | P | carbonate de magnésium |
| Ga | S | Ga ₂ S ₃ | P | trisulfure de digallium |
| Sn ⁺² | Br | SnBr ₂ | S | dibromure d'étain |
| Ag | ClO ₃ | AgClO ₃ | S | chlorate d'argent |
| Hg ₂ ⁺² | SO ₃ | Hg ₂ SO ₃ | P | sulfite de dimercure |
| Tl ⁺ | CrO ₄ | Tl ₂ CrO ₄ | S | chromate de dithalium |
| Ba | OH | Ba(OH) ₂ | S | dihydroxyde de baryum |
| As ⁺³ | NO ₃ | As(NO ₃) ₃ | S | trinitrate d'arsenic |
| NH ₄ | I | NH ₄ I | S | iodure d'ammonium |
| H | Cl | HCl | S | chlorure d'hydrogène |

Tableau 14 La solubilité (dans l'eau) de quelques composés ioniques courants

| Ions négatifs (anions) | Ions positifs (cations) | | | | | | | | | |
|----------------------------------|--------------------------------|--------------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|-------------------------------|
| | Li ⁺ | Éléments de transition et | | | | | | | | |
| | Na ⁺ | | | | | | Al ³⁺ | Tl ⁺ | Pb ²⁺ | Hg ₂ ⁺² |
| | K ⁺ | Ga ³⁺ | Ge ⁺ | | | | | | | |
| | Rb ⁺ | Bj ³⁺ | As ³⁺ | | | | | | | Ag ⁺ |
| | Cs ⁺ | As ⁵⁺ | In ³⁺ | | | | | | | Cu ⁺ |
| | Fr ⁺ | Sn ²⁺ | Sn ⁴⁺ | | | | | | | |
| | H ⁺ | | | | | | | | | |
| | NH ₄ ⁺ | Be ²⁺ Mg ²⁺ | Ca ²⁺ | Sr ²⁺ | Ba ²⁺ | Ra ²⁺ | | | | |
| CH ₃ COO ⁻ | NO ₃ ⁻ | ClO ₃ ⁻ | | | | | | | | |
| | SO ₄ ²⁻ | | | | | | | | | |
| SO ₃ ²⁻ | PO ₄ ³⁻ | CO ₃ ²⁻ | | | | | | | | |
| | S ²⁻ | | | | | | | | | |
| | OH ⁻ | | | | | | | | | |
| Cl ⁻ | Br ⁻ | I ⁻ | | | | | | | | |
| | CrO ₄ ²⁻ | | | | | | | | | Ag ⁺ |

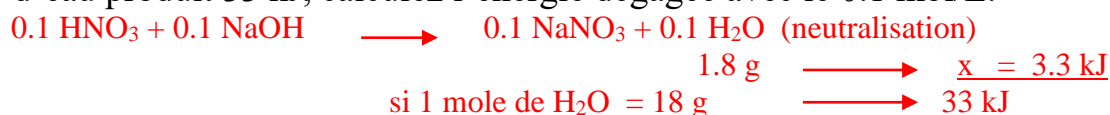
Peu soluble à 25 °C : formation d'un précipité.

NOM : _____

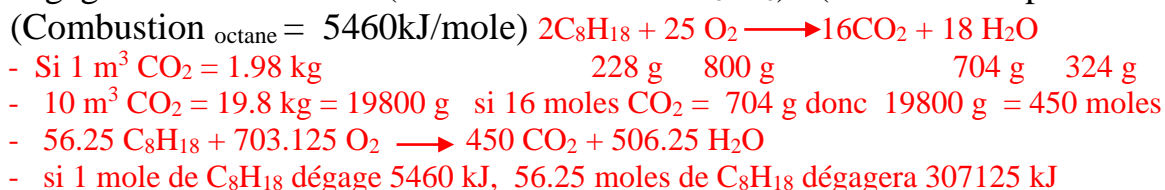
gr : _____

STE-SE Chap 1 concept 3.8 Calculez la quantité d'énergie

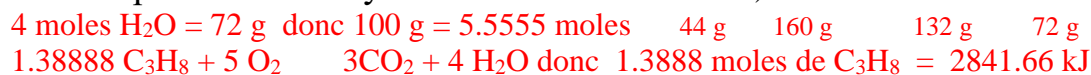
- 1- Au cours d'une expérience, on neutralise 0.1 mol/L d'acide nitrique (HNO₃) à l'aide d'une solution d'hydroxyde de sodium (NaOH) . Si la production de 18 g d'eau produit 33 kJ, calculez l'énergie dégagée avec le 0.1 mol/L.



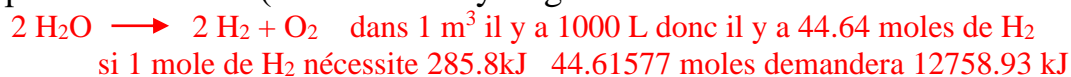
- 2- Combien d'énergie sera produite lorsqu'un moteur qui brûle de l'essence aura dégagé 10 m³ de CO₂ ? (essence = octane = C₈H₁₈) (1 m³ de CO₂ pèse 1.98 kg)



- 3- Combien de kJ sera dégagée pour produire 100 grammes d'eau lors de la combustion du propane (C₃H₈) . (la combustion du propane dégage 2046 kJ par mole et produit du dioxyde de carbone et de l'eau) $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$



- 4- Combien d'énergie électrique sera utilisée pour produire 1 m³ de dihydrogène à partir de l'eau ? (1 mole de dihydrogène = 22.4136 L et nécessite 285.8 kJ.)



- 5- Pour séparer la rouille en fer et en dioxygène, il faut 832 kJ par mole de rouille. Si on utilise de l'antracite (charbon) pour chauffer 1 tonne de rouille dans un four d'une fonderie, en sachant que 1 kg de charbon dégage 14000 kJ, combien de kg de charbon faudra-t-il pour séparer la rouille en fer et dioxygène et combien de fer sera obtenu à partir de la tonne de rouille ?

Rouille = Fe_2O_3 = 160 g il faut 832 kJ 1 tonne de rouille = 1000000 g
 1000000 g divisé par 160 = 6250 moles de rouille x 832 = il faut 5200000 kJ
 5200000 kJ divisé par 14000 kJ = 371 kg de charbon

à compléter pour la masse de fer obtenu.

- 6- La photosynthèse demande 2803 kJ d'énergie lumineuse pour produire 1 mole de glucose. Combien de jours d'ensoleillement (12 heures par jour) un arbre aura besoin pour augmenter sa masse de 1 tonne si l'arbre reçoit 200 kJ de soleil par

heure ? photosynthèse $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$
 1 mole de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ = 180 g 1 tonne = 1000000 g divisé par 180 = 5555.5555 moles
 5555.5555 moles x 2803 kJ = 15572222 kJ de soleil divisé par (12 x 200 kJ) = 6488.43 jours

- 7- Combien de grammes d'eau peut-on chauffer de 1 °C avec 1 kg de méthane ? (il faut 4.18 j pour chauffer 1 g d'eau de 1 °C, le méthane donne 830 kJ/mole)

Méthane = CH_4 = 16 g 1 kg = 1000 g divisé par 16 g = 62.5 moles x 830 kJ = 51875 kJ
 51875 kJ divisé par 0.00418 = 12410287 g ou 12.4 tonnes

- 8- Lorsque tu manges 1 kg de sucre ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$), combien d'énergie ton corps va dégager ? L'oxydation d'une mole de sucre dégage 2803 kJ. À partir de 1 kg de sucre, quelle masse de dioxyde de carbone et d'eau sera produite ?

1 kg = 1000 g si $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ = 342 g/mole 1000 g divisé par 342 g = 2.924 moles
 2.924 moles x 2803 kJ = 8195.9 kJ $2\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 24\text{O}_2 \longrightarrow 24\text{CO}_2 + 22\text{H}_2\text{O}$
 $2.924\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 27.777 \text{O}_2 \longrightarrow 35.088 \text{CO}_2 + 32.164 \text{H}_2\text{O}$ 1543.88 g CO_2 578.95g H_2O