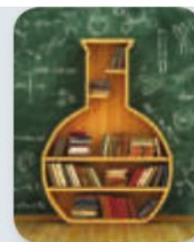


Série 1 : Nomenclature

1. Voici une série de formules chimiques :

BaO ; $\text{Na}(\text{NO}_2)$; HBr ; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; SO_2 ; $\text{H}(\text{NO}_3)$; Fe_2O_3 ; CO_2 ; $\text{Ni}(\text{SO}_4)$; K_2O ; NaBrO ; CuCl_2 ; HIO_2 ; Cl_2O ; O_3 ; CaS_2 ; KCl ; $\text{H}_2(\text{SO}_4)$; Zn ; Cu_2O ; Rn ; I_2 ; $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; MgF_2 ; FeCl_3 ; PCl_5 ; N_2O_5 ; CuI ; $\text{K}_2(\text{SO}_3)$; $\text{Al}(\text{PO}_4)$; Ar ; PbO_2 ; $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$; $\text{K}(\text{ClO}_4)$



- Trie ces corps purs en substances simples et composées.
- Trie les corps purs composés en composés binaires et ternaires
- Identifie et trie les composés binaires selon leur fonction chimique (oxyde métallique ou non métallique, hydracide, sel binaire et composé binaire non métallique).
- Identifie et trie les composés ternaires selon leur fonction chimique (hydroxyde, oxacide et sel ternaire).
- Donne le nom associé à chacune de ces formules chimiques.

2. Donne la formule associée aux noms suivants :

iodure de plomb (II) ; sulfure d'arsenic ; chlorure d'aluminium ; trioxyde de soufre ; hydroxyde d'étain (IV) ; chlorure de manganèse (IV) ; sulfate de manganèse (II) ; sulfite de calcium ; phosphate de calcium ; carbonate de fer (II).

3. À partir des cations Fe^{2+} , Fe^{3+} , $(\text{NH}_4)^+$ et des ions nitrate, sulfate et phosphate, construis la formule de tous les sels possibles. Donne à chaque formule son nom IUPAC.

Série 2 : Lavoisier

1. En faisant brûler une masse donnée de magnésium, on constate que la masse de l'oxyde métallique obtenu est plus élevée que la masse de métal initiale. Explique pourquoi en modélisant la réaction chimique et en écrivant l'équation de la réaction.

2.  Dans un ballon fermé, on introduit de l'air et 6,20 g de tétraphosphore P_4 . Le ballon pèse au total 352 g. On provoque la combustion complète et il se forme P_2O_5 . On pèse à nouveau le ballon :
- la masse vaut 264 g ;
 - la masse vaut 352 g ;
 - ou la masse est supérieure à 352 g ?
- Justifie ton choix.

3. En faisant réagir de l'aluminium sur de l'octasoufre, on obtient un composé binaire. Quelles informations du tableau périodique vas-tu utiliser pour trouver la formule du composé formé ? Quel est son nom ? Écris l'équation de cette réaction. Quelle autre réaction aurait pu conduire au même composé ? Écris-la également.

4. Écris les équations de combustion de substances suivantes :

diazote (valence V) ; chrome (valence III) ; chrome (valence II)

Indique le nom des produits formés.

Série 3 : Quantité de matière

1. À partir des masses atomiques relatives, calcule le pourcentage en masse de chaque élément dans les substances suivantes :

eau ; hydroxyde de sodium ; oxyde de cuivre (I) ; sulfate d'aluminium ; dihydrogénophosphate de zinc

2. Calcule la masse relative, la masse en u et la masse en kg d'une entité des espèces chimiques suivantes :

sulfate d'aluminium ; ion phosphate ; cation calcium

3. a. Quelle est la quantité de fer dans un clou de 3 g ?
Quel est le nombre d'atomes de fer dans un clou de 3 g ?
b. Quelle est la quantité d'octasoufre dans 3 g d'octasoufre ? Quel est le nombre de molécules d'octasoufre dans 3 g d'octasoufre ? Quel est alors le nombre d'atomes de soufre ?



4. Calculer une masse molaire
a. Trouve la masse molaire des éléments suivants :

platine ; antimoine ; tungstène

- b. Calcule la masse molaire de :

oxyde de strontium ; hydrogénocarbonate de sodium ; sulfate de zinc ;
ions Mg^{2+} ; sulfate de nickel heptahydraté



Sulfate de nickel heptahydraté

Remarque : Le sulfate de nickel heptahydraté est un sel qui possède dans sa structure microscopique 7 molécules d'eau associées à 1 molécule de sel. Sa formule chimique s'écrit en conséquence $Ni(SO_4) \cdot 7H_2O$.

5. Calcule la quantité de matière associée à :

0,26 g de Na(OH) ; 92,2 g de chlorure d'argent ; 500 mg d'acide acétylsalicylique (nom UIPAC de l'aspirine ; formule : $C_9H_8O_4$)



L'acide acétylsalicylique est le composé actif de l'aspirine.

6. Quelle masse de matière faut-il peser pour disposer de :

0,1 mol de K(OH) ; 0,05 mol de nitrate d'argent ; 0,6 mol d'ion ammonium à partir de cristaux de sulfate d'ammonium

7. a. Quel échantillon contient le plus grand nombre d'atomes ? Quel est ce nombre ?

1 g d'argent ; 1 g d'argon ; 1 g d'ammoniac ; 1 g de pentane (C_5H_{12})

- b. Combien d'ions Na^+ sont libérés lorsqu'on dissout dans l'eau 2 g de chlorure de sodium ?

- 8*. Si on estime, chez un être humain adulte de 70 kg, le nombre d'ions fer à environ $4,0 \cdot 10^{22}$, calcule la masse en fer que cela représente.



masse de fer ?

9*. On pèse 1 g de chaque substance. Calcule le nombre d'entités qu'elles contiennent et classe-les par ordre décroissant de ce nombre.

méthane ; eau ; acide chlorhydrique ; acide sulfhydrique

10.



- Combien de moles de fer y a-t-il dans 7 g de fer ?
- Combien d'atomes de fer cela représente-t-il ?

11.



- Combien de moles de soufre y a-t-il dans 4 g de soufre ?
- Combien d'atomes de soufre cela représente-t-il ?

12.



- Pourquoi donc faut-il faire la réaction de synthèse du sulfure de Fe (II) avec 7 g de fer et 4 g de soufre ?
- Combien de moles de sulfure de fer obtient-on ?

13.



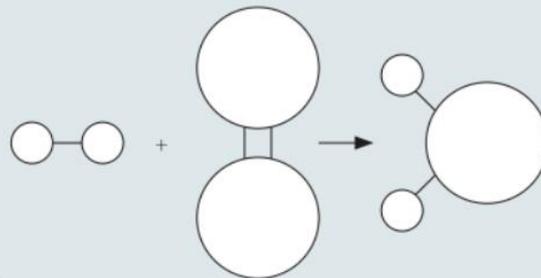
- Détermine la masse d'une mole de NaCl, formule du sel de cuisine.
- Combien de moles de NaCl y a-t-il dans 100 g de sel de cuisine ?

14.

Nombre de molécules ?

- Combien de molécules de saccharose y a-t-il dans un sucre de 5 g ?
- Combien de moles de saccharose contient ce morceau de sucre ?

15. La petite sphère représente l'atome d'hydrogène et la grande, l'atome d'oxygène. Recopie et complète sur une feuille à part le modèle microscopique de cette réaction chimique pour qu'elle soit équilibrée. Puis écris l'équation de la réaction ainsi que les diverses significations que tu peux lui donner.



- Équation de la réaction
- Signification moléculaire
- Signification molaire
- Signification pondérale

16. a. Calcule la masse molaire des espèces chimiques suivantes :

$\text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$; $\text{K}(\text{NO}_3)$;
diiodure ; sulfate de cuivre (II) ; hydrogénophosphate d'aluminium
ions Cu^{2+} (ion cuivrique) ; ion hydroxyde ; ion carbonate.

b. Calcule la quantité de matière présente dans :

62 g d'argent ; 100 g d'eau ; 55 g de KMnO_4 (permanganate de potassium).

c. Calcule le nombre d'entités présentes dans :

78 g d'acide chlorhydrique ; 25 moles de sulfate de plomb (II) ; 0,15 mole de néon ; 33 g de $\text{Na}(\text{HCO}_3)$.

17. Recopie et complète le tableau suivant.

Formule chimique	Nom	Masse molaire	Quantité de matière	Masse de matière	Nombre d'entités
H_2SO_4					$1,00 \cdot 10^{24}$ molécules
	hydroxyde de potassium		0,3 mol		
Na_2O				35,2 mg	
$(NH_4)^+$			0,05 mol		
	chlorure d'hydrogène		2,6 mol		
$K_3(PO_4)$					$6,02 \cdot 10^{26}$ molécules
	trioxyde de diazote			67,2 g	
Al_2O_3			12 mol		
	nitrate d'argent			3,5 g	
Fe^{3+}	ion ferrique				$4,82 \cdot 10^{22}$ ions
Fe^{2+}	ion ferreux				$4,82 \cdot 10^{22}$ ions
H_2O				1 tonne	
	sulfate de fer (III)		0,14 mol		

18*. a. Quelle est la quantité de matière H_2O dans un litre d'eau pure ?

b. La réaction de 2 mL d'une solution de nitrate de cuivre (II) et de 2 mL d'une solution de phosphate de sodium a produit 0,125 mol d'un précipité de phosphate de cuivre (II). Écris l'équation de cette réaction sous forme moléculaire et sous forme ionique. Quelle est la masse du précipité obtenu ?

c. Le sulfate de cuivre (II) pentahydraté a pour formule $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Quelle est la quantité d'eau contenue dans 25 g de ce sel hydraté ?

19.



a. La vitamine C a la formule $C_6H_8O_6$. Combien y a-t-il de molécules dans un comprimé à 500 mg ?

b. Calculer la quantité molaire (c'est la quantité de matière exprimée en mole) et le nombre d'atomes contenus dans un échantillon de cadmium de masse 72,2 g.

20*.



Le plomb a des effets néfastes sur la santé humaine car, même en très faible quantité, il affecte le système nerveux : la masse maximale admise est de 0,010 mg de Pb^{2+} par litre d'eau potable. Un laboratoire d'analyse a trouvé $2 \cdot 10^{16}$ ions plomb par litre dans une eau.

Cette eau est-elle potable ? Justifie ta réponse.

L'utilisation de plomb dans les vitraux et la décoration des bâtiments au XIX^e siècle s'est traduite par une épidémie de saturnisme (intoxication au plomb).

21*. Calcule la masse molaire de l'air en supposant que le diazote constitue 80 % des molécules et que le dioxygène en constitue 20 %.

22. Recopie et complète le tableau ci-après.

Quantité d'Ag	Masse d'Ag	Nombre d'atomes d'Ag
4,0 mol		
	4,0 g	
0,001 mol		
		$6,02 \cdot 10^3$
		1



Bijoux en argent

23. Sachant que l'éthane a pour formule C_2H_6 , recopie et complète le tableau ci-dessous.

Quantité d'éthane	Nombre de molécules d'éthane	Nombre d'atomes de C	Nombre d'atomes d'H	Masse d'éthane
0,05 mol				
				45,0 g
	$1,0 \cdot 10^{23}$			



24. a. Quelle quantité de matière correspond à $1,5 \cdot 10^{23}$ molécules de H_2SO_4 ?
 b. A combien de grammes d' H_2SO_4 cela correspond-il ?

25. Recopie et complète le tableau suivant.

Quantité de dioxygène	Masse de dioxygène	Nombre d'entités d' O_2
1,00 mol		
	5,00 g	
		$6,0 \cdot 10^{10}$ molécules

Série 4 : Volume molaire et Loi des gaz parfaits

1. Calcule le nombre de moles de gaz contenues dans un matelas pneumatique (323 L) et une bouée (4,5 L) dans les CSTP.
2. Une respiration normale correspond à l'inspiration et l'expiration d'un volume d'air de 0,5 L. Sachant que l'air est formé de 4/5 de diazote et 1/5 de dioxygène, combien de moles de N_2 inspire-t-on au cours d'une respiration effectuée dans les CSTP ?
3. Sachant qu'en ruminant une vache produit jusqu'à 500 litres de méthane par jour, calcule le nombre de moles et de molécules de méthane produit par une vache chaque jour (CSTP).
Calcule également la masse de méthane produite par jour.
4. En Europe, la moyenne des émissions de CO_2 d'une voiture neuve est de 126,8 g/km. Détermine le volume de gaz correspondant à ces émissions (CSTP).



5.  Au cours de l'électrolyse de l'eau, l'expérimentateur a mesuré une perte d'eau de 0,54 g et il a recueilli 0,366 L de dioxygène et 0,733 L de dihydrogène à la température de 25 °C et à la pression de 1013 hPa.

À partir de ces informations, détermine le volume occupé par une mole de dihydrogène et une mole de dioxygène à ces température et pression.

- 6*.
 - a. À quelle pression faut-il porter une mole de dioxygène pour qu'elle occupe un volume de 5 dm³ à 100 °C ?
 - b. Calcule la masse volumique d'une mole de dioxygène dans les CNTP. Fais de même pour une mole de diazote.
 - c. En supposant que l'air est constitué en première approximation de 80 % de diazote et 20 % de dioxygène, calcule la pression partielle du diazote et du dioxygène de l'air dans les CNTP.
- 7*. Quel est le volume occupé par un milliard de milliards de molécules d'oxygène à 20 °C et 1 000 hPa ?
- 8*. Quelle masse d'air y a-t-il dans une classe de 5 m de longueur, de 4 m de largeur et de 3 m de hauteur dans les CSTP ? On supposera qu'une mole d'air est formée de 0,8 mol de diazote et 0,2 mol de dioxygène.

- 9*.   On dispose d'une bonbonne de 20,0 L d'hélium, à la pression de 150 atm et à température de 20 °C.
 - a. Calcule la quantité d'hélium présente dans la bonbonne.
 - b. Quelle quantité d'hélium faut-il pour remplir 1 ballon de 5,00 dm³ dans les CSTP ?
 - c. Combien de ballons pourra-t-on remplir avec cette bonbonne ? (attention : une bonbonne « vide » contient toujours une certaine quantité de gaz !)

10. Les nouvelles voitures « zéro pollution » utilisent le dihydrogène comme combustible pour produire de l'électricité. Sachant que la masse de dihydrogène stockée dans le réservoir de 65 L est de 4,5 kg, quelle est la pression du gaz, exprimée en bar, à température de 18 °C ?

Série 5 : Stœchiométrie

1. Quelle est la concentration molaire du sérum physiologique sachant qu'on prépare cette solution en dissolvant 9 g de sel de cuisine dans un litre d'eau ?



Baxter contenant du liquide physiologique

2. Tu mets un morceau de sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) de 5 g dans une tasse de café. Le volume de la solution est de 200 mL. Détermine la concentration molaire de cette solution.



3. La concentration molaire en sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$) d'un cola est de 0,31 M. Détermine le nombre de morceaux de sucre que tu consommes en buvant le contenu de 330 mL de cette canette sachant qu'un morceau de sucre a une masse de 5 g.



4. Dans un ballon jaugé de 250 cm³, on introduit 18,5 g de chlorure de sodium et on ajuste au trait de jauge avec de l'eau. Quelle est la concentration molaire en NaCl de la solution ainsi obtenue ?

5. Quelle quantité de sulfate de sodium y a-t-il dans 150 mL d'une solution 0,32 M ?

6. Quelle est la molarité de la solution obtenue en dissolvant 5 g de sel de cuisine dans un verre contenant 200 mL d'eau ?

7. Comment préparer 500 mL d'une solution 0,12 M en HCl à partir d'une solution 12 M ? Quel est le facteur de dilution ?

8. On dissout 75 g de nitrate d'argent dans 175 g d'eau distillée. Sachant que le volume de la solution obtenue est de 189 mL, calcule la molarité, la concentration massique et le pourcentage en masse du nitrate d'argent.



Le nitrate d'argent est utilisé pour traiter les verrues cutanées.

9. Quelle est la masse de nitrate de baryum nécessaire pour préparer 250 mL d'une solution 0,6 M ?

10. Calcule la concentration molaire et la concentration massique de l'acide acétique présent dans un vinaigre à 6,5° en supposant que sa masse volumique ρ vaut 1,01 g/mL.

11. Quelle sera la masse de chlorure d'aluminium obtenue en évaporant complètement 50 mL d'une solution 2 M ?



12.



Calcule la concentration molaire et la concentration massique en éthanol (C_2H_5O) d'un apéritif à 17 % en pourcentage volumique. On supposera que la masse volumique de l'éthanol est de 0,79 g/mL.

13. Calcule la concentration massique et la molarité d'une solution commerciale de soude caustique à 26 % et de masse volumique de 1,28 g/mL.



14. Calcule la concentration massique et la molarité d'une solution commerciale d'acide chlorhydrique à 30 % et de densité de 1,15.

15.



Sulfate d'aluminium

Calcule les concentrations molaire et massique en Al^{3+} dans une solution obtenue en dissolvant 11,43 g de sulfate d'aluminium dans suffisamment d'eau pour obtenir un volume de solution de 200 mL.

16. Dans quel volume de solution d'hydroxyde de sodium 0,5 M y a-t-il autant de moles de soluté que dans 100 mL d'une solution contenant 10 g d'acide sulfurique par litre ?

17. On dissout 44 g d'hydroxyde de sodium dans 2 litres d'eau. Quelle est la concentration molaire de la solution ?

18*



Les batteries des voitures contiennent du sulfate d'hydrogène.

Quelle quantité de sulfate d'hydrogène y a-t-il dans un litre d'une solution concentrée de pourcentage massique égal à 95 % et de masse volumique égale à 1,84 g/mL ?

19*. Une réaction nécessite l'emploi de 450 mL de solution 0,1 M de HNO_3 . Cette solution doit être préparée à partir d'une solution à 70 % en masse d' HNO_3 dont la masse volumique est 1,4 g/mL. Quel volume de solution mère faut-il prélever ?



Plaque d'eau-forte. Artiste : Jean-Claude Salemi.
L'eau-forte est une gravure réalisée sur une plaque métallique à l'aide d'un acide.
À l'origine, l'eau-forte était le nom donné à l'acide nitrique.

20*. Une réaction nécessite l'emploi de 450 mL de solution 0,1 M en H_2SO_4 . Cette solution doit être préparée à partir d'une solution à 80 % en masse d' H_2SO_4 et de densité 1,75. Quel volume de solution mère faut-il prélever ? Calcule également le facteur de dilution.

21*. On dissout 5 litres d' NH_3 gazeux dans les CNTP dans 400 mL d'eau. Calculez la quantité d'ammoniac dissout et la molarité de la solution obtenue.

22*.



Une solution contient 35,2 g d'acide sulfurique et 0,82 mol d'eau et occupe un volume de 27,2 cm^3 .

a. Calcule, à partir de ces informations, les concentrations molaire et massique en acide sulfurique.

b. Calcule également la masse volumique de la solution ainsi que le pourcentage massique en acide sulfurique.

23*. On veut préparer 300 mL d'une solution 0,15 M en Cu^{2+} . On dispose pour cela de sulfate de cuivre (II) pentahydraté dont la formule est $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

a. Que signifie cette formule et que pèse une mole de ce composé ?

b. Calcule la masse de sel de cuivre hydraté à peser.

c. Combien de moles de sulfate de cuivre y a-t-il dans 75 mL de cette solution ?



24*. On dispose d'une solution 0,25 mol/L en ions ammonium. Elle a été préparée à partir de sulfate d'ammonium. Quelle est la concentration massique de la solution en sulfate d'ammonium ?

25*. Le sel de Mohr est un sel double hexahydraté ; sa formule est $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Il est souvent utilisé pour apporter les ions ferreux (Fe^{2+}).

a. Quels sont les deux sels présents dans le sel de Mohr ?

b. Quelle masse de sel faut-il dissoudre dans un ballon jaugé de 200 mL pour disposer d'une solution 0,5 M en ions ferreux ?

Série 6 : Problème de stœchiométrie

1. Soit la réaction de combustion de l'éthane : $2 \text{C}_2\text{H}_6 + 7 \text{O}_2 \rightarrow 4 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

a. Quelles sont la quantité et la masse d'éthane nécessaires pour réagir avec 0,3 mol d'oxygène ?

b. Quel volume de CO_2 , dans les CNTP, sera produit avec cette quantité d'oxygène ?

2.



Usine de production d'ammoniac

On considère la réaction de synthèse de l'ammoniac : $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$

a. Quelle masse et quel volume d'ammoniac mesuré dans les CNTP seront produits par 0,2 mol de dihydrogène, si le diazote est en excès ?

b. Combien de moles de dihydrogène seront nécessaires pour produire 5,1 g d'ammoniac ?

3. On fait réagir du dichlore dans 200 mL d'une solution 0,75 M de FeCl_2 . Quelle est la quantité et la masse de dichlore à ajouter pour que tout le FeCl_2 soit transformé en FeCl_3 ?

4. Le corail est un animal dont l'exosquelette est formé de carbonate de calcium. Celui-ci est détruit par dissolution lorsque les eaux deviennent trop acides. Quelle est la masse de CaCO_3 nécessaire pour réagir complètement avec 0,3 mole d' HCl ? Quel est le volume de gaz dégagé dans les CSTP ?



Corail rose

5. Si 12 g de NaOH sont nécessaires pour neutraliser 400 mL d'une solution d' HCl , détermine la concentration molaire de cet acide. Quelle masse de sel est obtenue après évaporation de la solution finale ?



6. Calcule le volume de solution 0,1 mol/L en H_2SO_4 nécessaire pour réagir avec 2 g de calcium. Quel sera le volume de dihydrogène formé à 20 °C et 1 025 hPa ?

7. On fait réagir 20 mL d'une solution d' $\text{Ag}(\text{NO}_3)$ avec 40 mL d'une solution de CaCl_2 pour former 2,86 g de chlorure d'argent. Sachant que les réactifs sont dans un rapport stœchiométrique, détermine les molarités des solutions de départ.

8. Un échantillon solide contient du NaOH . On en dissout 0,311 g dans de l'eau. La solution obtenue est neutralisée par 36,4 mL d' H_2SO_4 0,061 M. Détermine le pourcentage en masse de NaOH dans l'échantillon.

9. Quel volume d'une solution 0,318 M de Na_2S faut-il utiliser pour précipiter totalement sous forme de Sb_2S_3 les ions Sb^{3+} présents dans 25 mL d'une solution 0,124 M de SbCl_3 ?

10. La neutralisation de 25 mL d'une solution d'hydroxyde de baryum nécessite 37,2 mL d'acide sulfurique 0,055 M. Calcule la concentration massique en hydroxyde de baryum.

11. Calcule le volume d'hydroxyde de potassium 1,32 M nécessaire pour neutraliser 60 mL de phosphate d'hydrogène 0,57 M.



Mine de phosphate à ciel ouvert



Le guano, constitué d'excréments d'oiseaux marins, est riche en azote et phosphore et est utilisé comme engrais. Les engrais NPK apportent à la plante les éléments nutritifs en azote, phosphore et potassium.

12. On considère la réaction $\text{S}_8 + 12 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_3$. Quelle sera la masse de trioxyde de soufre obtenue par réaction de $3,01 \cdot 10^{22}$ molécules de dioxygène avec un excès de soufre ?

13. On considère la réaction du dichlore sur le fer. Calculez la masse de chlorure de fer (III) formée si l'on fait réagir 40,32 L de dichlore (CSTP) avec 58 g de fer.

14. Si on ajoute 0,55 L d'une solution 0,1 M de Na_2CO_3 à 0,2 L d'une solution 0,1 M de HCl , quelles seront la quantité de CO_2 formé et la concentration molaire finale des sels en solution ?

15. Détermine la molarité de la solution de sulfate d'ammonium obtenue en mélangeant 10 mL d'une solution de NH_3 0,4 M et 15 mL de H_2SO_4 0,1 M. Détermine aussi la molarité de la substance qui n'a pas complètement réagi.

16.



Les bougies qui «crépitent» contiennent du magnésium.

Combien de moles de dioxygène sont-elles nécessaires pour la combustion de 5,6 g de magnésium ? Quelle est la masse du composé formé ?

17. 10 g de phosphate de sodium sont ajoutés à une solution de chlorure de calcium. Tous les ions phosphate précipitent sous forme de phosphate de calcium. Après filtration et séchage du précipité, quelle masse de phosphate de calcium obtient-on ? Il se forme également du chlorure de sodium.

18.



3,87 L de propane (C_3H_8) gazeux à 20 °C et 1 000 hPa sont complètement brûlés en dioxyde de carbone et eau. Calcule le volume de dioxygène consommé dans les CNTP lors de cette combustion.

Le propane est un dérivé du gaz naturel. Il est liquéfié sous pression dans les bonbonnes.

19. Quel volume d'acide chlorhydrique 5 M faut-il utiliser pour transformer 1,3 g de calcaire en eau, dioxyde de carbone et chlorure de Ca ? Calcule le volume de CO_2 dégagé dans les CSTP.

20*. On considère la synthèse de l'acrylonitrile (permettant de fabriquer des fibres synthétiques et différents plastiques) par la réaction :



On fait réagir 10 kg de propylène avec 15 kg d'ammoniac et 20 kg de dioxygène.

- Quels sont le ou les réactifs en excès ?
- Quelle masse d'acrylonitrile peut être produite ?
- Quelle masse d'eau est produite par cette réaction ?



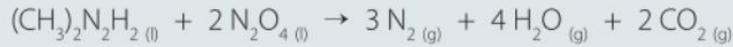
Gants fabriqués à partir de l'acrylonitrile

21. On peut obtenir du dibrome en faisant barboter du dichlore gazeux dans une solution aqueuse de bromure de sodium selon la réaction :



Combien de grammes de Br_2 obtient-on si on réalise la réaction avec 25 g de NaBr et 25 g de Cl_2 ?

22. Le carburant des fusées du module lunaire est la diméthylhydrazine. Celui-ci réagit avec du tétraoxyde de diazote N_2O_4 suivant la réaction :



Si 2,5 moles de diméthylhydrazine réagissent complètement avec le tétraoxyde de diazote et si les gaz sont recueillis à 0 °C et 1013 hPa, quel serait le volume total de gaz dégagés ?



23*.



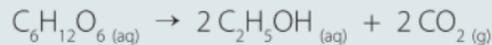
Musée Guggenheim à Bilbao (Espagne) et sa sculpturale couverture en titane

Le titane, métal de faible densité, présente des propriétés industrielles intéressantes. Sa résistance à la corrosion mais aussi sa résistance mécanique font de lui un matériau de choix pour l'industrie aéronautique (le titane représente 6 à 9 % de la masse des avions). Une des étapes de sa fabrication industrielle est donnée par l'équation :



Quelles sont les masses de produits formés et la masse du réactif en excès, sachant que l'on utilise 570 kg de chlorure de titane et 150 kg de magnésium ?

24. Dans la « méthode champenoise » utilisée pour fabriquer le champagne, on utilise la fermentation du sucre contenu dans le jus de raisin suivant la réaction :



La fermentation de jus de raisin produit 750 mL d'un champagne à 12 % en volume d'éthanol C_2H_5OH (masse volumique : 0,79 g/mL). Quel est le volume de dioxyde de carbone qui pourra être dégagé par la bouteille de champagne à 20 °C et à pression de 1013 hPa ? Quelle est la masse de sucre consommée ?



25. 100 mL de Na_2CO_3 sont traités par un excès d' HCl . Le gaz formé est absorbé dans 100 mL de $Ca(OH)_2$ 0,025 M. On filtre pour éliminer le précipité de $CaCO_3$ formé. Pour neutraliser le $Ca(OH)_2$ restant, on utilise 20 mL d' HCl 0,01 M. Déterminer la molarité de Na_2CO_3 .