|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Formule chimique | Formule générique | Fonction chimique  | Nom du corps pur |
| Al(OH)3 |  |  |  |
| KNO3 |  |  |  |
| Na3PO4 |  |  |  |
| Ca(HSO4)2 |  |  |  |
| Br2O5 |  |  |  |
| Ag2O |  |  |  |
| Fe2(SO3)2 |  |  |  |
| Zn(ClO4)2 |  |  |  |
| HNO3 |  |  |  |
| Ni(OH)2 |  |  |  |
| CaSO3 |  |  |  |
| Cu3(PO4)2 |  |  |  |
| H2S |  |  |  |
| S8 |  |  |  |
| LiIO3 |  |  |  |
| HClO3 |  |  |  |
| HgSO4 |  |  |  |
| NH4Br |  |  |  |
| Ca(HCO3)2 |  |  |  |
| H2SO4 |  |  |  |
| SiF4 |  |  |  |
|  |  |  | Hydroxyde de fer (II) |
|  |  |  | Acide nitreux |
|  |  |  | Phosphate de zinc |
|  |  |  | Hydrogénosulfure d’ammonium |
|  |  |  | Sulfate de fer (II) |
|  |  |  | Nitrate de baryum |
|  |  |  | Hémiheptoxyde de brome |
|  |  |  | Dioxyde d’azote |
|  |  |  | Tétraphosphore |
|  |  |  | Chlorure d’or(III) |
|  |  |  | Hydrogénosulfate d’ammonium |
|  |  |  | Iodate de cadmium |
|  |  |  | Acide sulfurique |
|  |  |  | Oxyde de fer (III) |
|  |  |  | Hydroxyde de baryum |
|  |  |  | Dihydrogenophosphate de plomb (II) |
|  |  |  | Pentachlorure de phosphore |
|  |  |  | Trioxygène |
|  |  |  | Hémitrioxyde de chlore |
|  |  |  | Acide chlorhydrique |
|  |  |  | Acide hypochloreux |

1. Equilibrer les équations suivantes :

I2 + H2 🡪 HI

N2O5 + H2O 🡪 HNO3

C3H6 + O2 🡪 H2O + CO2

Al4C3 + H2O 🡪 Al(OH)3 + CH4

NH3 + H2SO4 🡪 (NH4)2SO4

KCl + Pb(NO3)2 🡪 PbCl2 + KNO3

H3PO4 + K2O 🡪 K3PO4 + H2O

CuSO4 + Ca(OH)2 🡪 Cu(OH)2 + CaSO4

Al + F2 🡪 AlF3

GaBr3 + Cl2 🡪 GaCl3 + Br2

MnO2 + HCl 🡪 MnCl2 + Cl2 + H2O

1. Traduire les informations sous la forme d’une équation équilibrée.
2. Le propane (C3H8) est un très bon combustible utilisé dans les bonbonnes pour réchauds de camping.

En effet, il réagit avec le dioxygène de l’air en formant de l’eau et du dioxyde de carbone aussi appelé gaz carbonique.

1. Les traces de calcaire, aussi appelé carbonate de calcium, peuvent être éliminées grâce à l’action de l’acide chlorhydrique. Au cours de cette réaction, on observe une effervescence due à la formation de dioxyde de carbone. Il y également une production de chlorure de calcium et d’eau.
2. La chalcosine ou sulfure de cuivre (I) est réputé pour être le meilleur minerai de cuivre. Sachant que la chalcosine réagit avec l’oxygène pour donner après diverses étapes du cuivre et un dégagement de dioxyde de soufre.
3. Calculer le nombre d’entités contenu dans :

a) 2 moles d’atomes de potassium

b) 5 moles de molécules de chlorure de sodium

c) ½ mole de dioxygène

d) 0,84 moles de molécules de carbonate de calcium

e) 100 moles de permanganate de calcium

1. Calculer la quantité de matière correspondant à

a) 6.1020 molécules d’hydrogène

b) 6.1025 atomes de carbone

c) 2,4 .1022 molécules d’eau

d) 0,3.1021 molécules de chlorure de potassium

1. Compléter les tableaux suivants

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Résultat de recherche d'images pour "h2o molécule lewis" |  |
| Masse moléculaire relative | Mr =  | Mr =  |
| Masse moléculaire(u) | mm =  | mm = |
| Masse (Kg) |  |  |
| Masse (g)  |  |  |

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Masse moléculaire relative | Masse moléculaire(u) | Masse (g et kg) |
| Ca(OH)2 |  |  |  |
| Zn3(PO4)2 |  |  |  |
| Hydroxyde de nickel (III) |  |  |  |
| Hémipentoxyde de brome  |  |  |  |

1. Calculer la masse molaire des espèces suivantes :
2. NaHCO3
3. Hydrure de magnésium
4. Zn(HSO4)2
5. PO43-
6. Calculer la masse de :

|  |  |
| --- | --- |
| a) 1 mole de chlorure de sodium |  |
| b) 0,78 mole d’hydroxyde de fer (III) |  |
| c) ½ mole de sulfate de cuivre (II) |  |
| d) 2 moles de mercure |  |
| e) 1/5 de mole de sulfite d’hydrogène |  |
| f) 0,82 mole de nitrate de calcium |  |

1. A quelle quantité de matière correspondent :

|  |  |
| --- | --- |
| a)15 g de carbonate de calcium |  |
| b) 50 g de chlorure de calcium |  |
| c) 123g de nitrate de potassium |  |
| d) 440g de dioxyde de carbone |  |

1. Calculer le nombre d’atomes ou de molécules (N) dans :
2. 1g de carbone
3. 4g de magnésium
4. 28g de fer
5. 90g d’eau
6. 29g de chlorure de fer (III)
7. 5 mg bromure de magnésium
8. 1kg de glucose (C6H12O6)
9. Compléter le tableau

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | M (g/mol) | m(g) | n (mol) | N |
| H2O2 |  | 50g |  |  |
| Ca(H2PO4)2 |  |  | 2,35 |  |
| P4 |  |  |  | 7,52.1024 |

1. Le Silicium est un matériau semi-conducteur essentiel dans les composants électroniques des ordinateurs. Une puce, utilisée dans un circuit imprimé pour micro-ordinateur, contient 5,68 mg de silicium. Combien d’atomes de silicium sont présents dans cette puce ?
2. Robert absorbe un comprimé d’aspirine contenant 330 mg d’acide acétylsalicylique (C9H8O4). On peut s’étonner qu’une si petite quantité de matière puisse être active, une fois répartie dans son organisme. Détermine le nombre de molécules d’acide absorbées.
3. L’acide sulfurique, aussi appelé vitriol, est l’un des produits chimiques industriels le plus utilisé au monde.

La production mondiale de cet acide est de l’ordre de 190 millions de tonnes par an.

Calculer la quantité de matière correspondant à cette production annuelle.

1. Les boissons au cola contiennent de l’acide phosphorique dont le code alimentaire est E338.

La législation limite la teneur en acide phosphorique à 0,6g par litre de boisson. Sachant qu’on a mesuré que 1 litre d’une de ces boissons contient 5 mmol d’acide, cette boisson est-elle conforme à la législation ?

1. Tu as soif et tu bois verre d’eau de 0,2 L Combien de molécules d’eau avales-tu ?
2. L’air est un mélange composé de 80% de diazote et de 20% de dioxygène. Calculer la masse molaire de l’air.
3. Les êtres vivants utilisent la combustion du glucose comme source d’énergie. Il s’agit de la respiration.

C6H12O6 + O2 🡪 CO2 + H2O

1. Equilibrer l’équation.
2. Combien de moles de dioxygène vont être nécessaires pour oxyder complètement 10 g de C6H12O6?
3. En 1774, l’anglais Priestley, découvrit le gaz que Lavoisier nomma plus tard « oxygène ».

Il chauffa l’oxyde de mercure (II), solide orange, qui se décomposa en dioxygène gazeux et en mercure, liquide gris.

2 HgO(s) 🡪 2 Hg(l) + O2(g)

 Quelle masse de mercure obtient-on par décomposition de 2g d’oxyde de mercure (II) ?

1. Le dioxyde de carbone est l’un des principaux gaz responsables de l’effet de serre. Lors de la réaction de combustion du carbone dans l’air, il se forme du dioxyde de carbone.

C + O2 🡪 CO2

Quelle sera la masse de CO2 produit lors de la combustion complète de 10 g de carbone ?

1. Dans les véhicules spatiaux, pour éliminer le gaz carbonique expiré par les astronautes, on utilise de l’hydroxyde de lithium solide. Au cours de cette réaction, il y a production de carbonate de lithium solide et d’eau.

LiOH + CO2 🡪 Li2CO3 + H2O

Quelle masse de gaz carbonique peut être absorbée par 1 kg d’hydroxyde de lithium ?

1. Anciennement, en spéléologie on utilisait pour s’éclairer des lampes à l’acétylène (C2H2). Celui-ci est produit grâce à la réaction de l’eau sur la carbure de calcium

CaC2 + H2O 🡪 C2H2 + CaO

Sachant qu’une lampe consomme 10g d’acétylène par heure, calculer la masse de carbure de calcium que le spéléologue doit emporter pour s’éclairer pendant 3 h.

1. Le glucose du raisin fermente sous l’action d’une levure et se transforme au cours du temps en éthanol et en gaz carbonique. Le jus de raisin devient alors du vin selon la réaction :

C6H12O6 🡪 C2H5OH + CO2

En supposant la réaction complète, calculer la masse d’éthanol produite à partir de 9 Kg de glucose.

1. Le dioxyde d’azote présent dans les gaz d’échappement, réagit avec de la vapeur d’eau présent dans l’air pour former de l’acide nitrique selon la réaction

NO2 + H2O 🡪 HNO3 + NO

Quelle est la masse de HNO3 produite lorsque 4,60 mg de NO2 réagit avec l’eau ?

1. Calculer la quantité de matière correspondant à :
	* 1. 5,6L d’hélium
		2. 45L de propane (C3H8)
		3. 124L de diazote
2. Compléter le tableau

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Nom du gaz | Formule | M (g/mol) | Quantité de matière, n (mol) | Masse, m (g) | Nombre d’entités N | Volume, V (L) |
| Sulfure d’hydrogène |  |  |  | 7 |  |  |
|  | Ne |  |  |  |  | 8,3 |
|  | NH3 |  | 5 |  |  |  |
| Dioxyde de soufre |  |  |  |  | 3,01.1022 |  |

1. Calculer la masse correspondant à :
2. 3,5 L de dioxyde de carbone
3. 750 ml de dichlore
4. 180L de méthane.
5. En ruminant, la vache produit jusqu’à 500 litres de méthane (CH4) par jour.

Calculer le volume et la masse de gaz produit chaque jour dans les CNTP.

1. Pour gonfler des ballons à la fête de l’école, on dispose d’une bonbonne d’hélium de 20L dans les CNTP
2. Calculer le nombre de molécules de gaz dans la bonbonne.
3. Combien de ballon de 5 dm3 pourra-t-on remplir ?