

## QCM DF Chapitre 1 Étude de la matière

Cocher les carrés lorsque l'affirmation est correcte

1. Les processus suivants sont physiques :
  - Une graine qui germe
  - Une fleur qui se fane
  - Le sucre qui cristallise
  - Le sucre qui caramélise
2. Les processus suivants sont chimiques :
  - L'eau qui bout
  - Le sol qui gèle
  - La neige qui fond
  - Un poisson qui se décompose
3. Les gaz :
  - Sont incompressibles
  - Condensent lorsqu'on abaisse leur température
  - Ont une forme propre
  - Ont des forces de cohésion entre les particules
4. Les substances à l'état solide :
  - Sont toutes cristallines
  - Ont des forces de cohésion entre les particules
  - Ont des forces réticulaires entre les particules
  - Condensent lorsqu'on les refroidit
5. Les changements d'état :
  - La sublimation inverse est un processus exothermique
  - La fusion est un processus exothermique
  - La solidification est le passage de l'état solide à l'état liquide
  - Le palier de fusion se situe à la même température que le palier de vaporisation
6. Un liquide qui a une température de 133 °C a une température de :
  - 70,15 K
  - 406,15 K
  - 140,15 K
  - 140,15 K
7. Un solide qui a une température de 173,15 K a une température de :
  - 153 °C
  - 33 °C
  - 100 °C
  - 153 °C
8. Les substances suivantes sont des mélanges homogènes :
  - La bière
  - La mayonnaise
  - Le jus de pomme filtré
  - Le jus d'oranges
9. Les substances suivantes sont des corps purs composés :
  - Le calcium
  - Le gaz carbonique
  - Le platine
  - Le fluor

10. Les constituants des mélanges suivants peuvent être séparés par sublimation :

- L'iode et le sucre
- L'iode et le sel
- L'iode dissout dans l'alcool éthylique
- Le sable et le sel

11. Les constituants des mélanges suivants peuvent être séparés par distillation:

- L'eau et l'huile
- L'eau et l'alcool éthylique
- L'eau sucrée
- L'eau salée

12. La phase mobile dans une chromatographie est:

- Le gel de silice déposé sur le support en verre ou en aluminium
- Les spots qui se déplacent en cours d'analyse
- Le solvant d'élution
- Le solvant qui s'évapore

## QCM DF Chapitre 2 Structure atomique

13. Les quatre éléments à la base de la théorie des quatre éléments de la Grèce antique sont :
- Le carbone, le dihydrogène, le dioxygène et le diazote
  - La terre, l'eau, l'air et le feu
  - L'eau, l'oxygène, le carbone et le feu
  - L'atome, l'électron, le proton et le neutron
14. Les 4 éléments de la théorie du même nom représentent en fait :
- Les 4 premiers philosophes de la Grèce antique
  - La matière terrestre et la matière atmosphérique
  - Les 3 états de la matière et l'énergie
  - Les 4 substances indispensables à la vie
15. Dans l'expérience de Thomson, le faisceau lumineux est dévié par un champ électrique, vers l'électrode positive, car il est fait :
- De particules chargées positivement
  - De photons qui sont des particules chargées
  - De particules chargées négativement
  - D'atomes
16. Dans l'expérience de Millikan (expérience des gouttes d'huile) :
- la plupart des gouttes tombent à cause de leur poids
  - quelques gouttes peuvent être maintenues en état d'apesanteur parce qu'elles sont neutres
  - la plupart des gouttes tombent à cause de leur charge
  - la plupart des gouttes sont maintenues en état d'apesanteur parce que leur poids égale leur charge
17. Dans l'expérience de Rutherford (expérience de la feuille d'or), la plupart des particules alpha (particules chargées positivement) :
- Traversent la feuille d'or car l'or est un métal noble
  - Traversent la feuille d'or car les noyaux d'atomes sont positifs
  - Sont déviées car elles ricochent contre les noyaux d'atomes d'or
  - Traversent la feuille d'or, certaines étant déviées car les noyaux des atomes d'or sont chargés positivement.
18. Mis à part ceux d'hydrogène, tous les atomes sont constitués :
- De protons, neutrons et nucléons
  - De particules chargées et particules neutres
  - Uniquement d'un noyau et de beaucoup de vide
  - D'électrons, de protons et de neutrons
19. La masse des particules élémentaires est d'environ :
- 1 u pour le proton, le neutron et l'électron
  - 1 u pour le proton, le neutron mais 1836 u pour l'électron
  - 1 u pour le proton, le neutron mais 1/1836 u pour l'électron
  - $10^{-19}$  g pour le proton, le neutron et 1836 fois moins pour l'électron
20. Ce qui caractérise un élément c'est :
- Le nombre de protons qu'il contient
  - Le nombre des différentes particules élémentaires qu'il contient
  - Sa masse
  - Sa charge
21. Un isotope est :
- un même élément mais qui est chargé
  - un atome identique, mais un élément différent
  - un élément identique mais un atome différent
  - un atome dont le nombre de neutrons est identique mais dont le nombre de protons est différent

22. L'isotope d'un élément est un atome qui a :

- Un nombre différent de protons mais pas de neutrons.
- Un nombre différent de neutrons mais pas de protons.
- La même masse mais un nombre différent d'électrons
- Une masse différente mais un même nombre de neutrons.

23. Le carbone-14 est :

- un isotope du carbone-12
- un isotope de l'azote-14
- un atome présent que dans les squelettes d'animaux
- un atome qui n'est synthétisé que dans des réacteurs nucléaires

24. La répartition isotopique de certains éléments sont utilisés notamment pour :

- Déterminer l'origine géographique d'un fruit ou légume
- Dater l'âge de formation d'une roche
- Dater à quel moment un fruit ou un légume a été cueilli
- Prévoir les intempéries dans une région donnée en fonction de la proportion de l'oxygène-16 et l'oxygène-18 de l'air.

## QCM DF Chapitre 3 Modèles atomiques

25. John Dalton découvre que :

- Tous les atomes sont identiques
- Tous les atomes d'un même élément ont des propriétés chimiques identiques
- La structure des atomes peut être modifiée par des réactions chimiques
- La structure des atomes peut être modifiée par des réactions physiques

26. Joseph Thomson observe que :

- Tous les atomes sont sphériques
- Seuls certains atomes émettent des particules négatives
- Parfois les atomes émettent des particules négatives
- Les atomes sont formés d'un noyau négatif et d'une enveloppe électronique

27. Rutherford :

- Affirme que tous les atomes d'un même élément sont semblables
- Propose un modèle où les atomes ont une enveloppe électronique et un noyau chargé positivement
- Propose le modèle plum-pudding de l'atome
- Découvre que certains atomes sont chargés positivement

28. Bohr :

- Est le premier scientifique qui place les électrons dans des orbitales
- Découvre que les éléments de la dernière colonne sont inertes
- Affirme que les électrons sont répartis autour du noyau dans différentes couches
- Assimile les électrons à des ondes électromagnétiques

29. Le modèle quantique:

- Dans ce modèle, la notion de couche disparaît
- N'est valable que pour l'atome d'hydrogène
- Est contesté par Schrödinger, de Broglie, Heisenberg,...
- Dans ce modèle, les électrons sont placés dans des orbitales

30. Notation de Lewis :

- Dans la notation de Lewis seuls les électrons périphériques sont représentés
- La notation de Lewis est une simplification du modèle de Thomson
- La notation de Lewis est valable pour tous les éléments du tableau périodique
- La notation de Lewis indique la position des protons dans l'atome

31. L'oxygène est représenté avec la notation de Lewis par :

- 3 points et un trait
- 1 point et trois traits
- 2 points et 2 traits
- 4 traits

32. La sous-couche s :

- Possède 3 orbitales
- Contient au maximum 1 électron
- Est définie par le premier nombre quantique ( $n$ )
- Est définie par le deuxième nombre quantique ( $l$ )

33. Les sous-couches :

- La sous-couche  $2p$  a un niveau d'énergie plus grand que la sous-couche  $3p$
- La sous-couche  $3p$  a un niveau d'énergie plus petit que la sous-couche  $3s$
- La sous-couche  $3d$  se trouve dans la couche 4

□ Les sous-couches  $p$  possèdent toutes 3 orbitales

34. Lors du remplissage des orbitales :

- Chaque orbitale doit posséder des électrons appariés avant qu'un électron soit placé dans une nouvelle orbitale
- Deux électrons de même spin peuvent occuper une même orbitale
- On place un électron dans chaque orbitale de la sous-couche  $p$  avant de les appairer
- Toutes les orbitales  $s$  sont remplies avant que les orbitales  $p$  le soient

35. Orbitales et niveaux:

- Le niveau 3 contient les orbitales  $3s$  ;  $3p$  et  $3d$
- Le niveau 1 contient les orbitales  $1s$  ;  $1p$
- Le niveau 2 contient les orbitales  $1s$  ;  $2s$  et  $2p$
- La sous-couche  $d$  possède 4 orbitales

36. L'oxygène a le numéro atomique 8, sa configuration électronique est :

- $1s^1 2s^2 p^6$
- $2s^2 p^6$
- $1s^1 2s^2 p^5$
- $1s^2 2s^2 p^4$

## QCM DF Chapitre 4 Le tableau périodique des éléments

37. Dans le tableau moderne (actuel) des éléments, ceux-ci sont classés par ordre croissant :

- du nombre de protons
- du nombre de masse
- de la masse atomique
- du nombre de neutrons

38. Les périodes du tableau périodique moderne :

- Correspondent au nombre d'électrons externes des atomes
- Correspondent au nombre total d'électrons des atomes
- Correspondent au nombre de couches électronique des atomes
- Permettent de déterminer le nombre de liaisons que font les atomes

39. Les groupes du tableau périodique moderne :

- Correspondent aux colonnes du TPE
- Correspondent aux lignes du TPE
- Permettent de savoir si un élément est métallique ou non
- Permettent de déterminer si un élément est radioactif ou non.

40. Le TPE présente tous les éléments :

- naturels terrestres
- naturels que l'on a identifiés dans l'univers.
- naturels ou synthétiques
- susceptibles de faire des réactions chimiques

41. Un halogène est un élément :

- du 7<sup>ème</sup> groupe
- du 1<sup>er</sup> groupe
- présent dans toutes les ampoules électriques
- de la 7<sup>ème</sup> période

42. Les métaux de transition :

- Sont placés entre les métaux et les non-métaux dans le TPE
- Ont un nombre de couches électroniques variables
- Ont des sous-couches électroniques internes incomplètement remplies
- Sont les éléments du bloc f uniquement

43. Le rayon atomique des atomes :

- augmente de gauche à droite dans le TPE
- augmente de droite à gauche dans le TPE
- diminue de haut en bas dans le TPE
- varie de manière aléatoire au sein d'une même période

44. L'énergie de première ionisation des atomes est :

- l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome
- l'énergie nécessaire pour transformer un ion en atome
- l'énergie nécessaire pour ioniser un atome de la première période
- plus grande que l'énergie de 2<sup>ème</sup> ionisation



45. Les métalloïdes :

- Sont des éléments qui ont des propriétés intermédiaires entre les métaux et les non-métaux
- Se trouvent en-dessus des métaux dans le TPE
- Se trouvent à gauche des métaux dans le TPE
- Peuvent se transformer en métaux ou en non-métaux selon les réactions chimiques

46. Le brome est :

- Un métal de la 4<sup>ème</sup> période et du 7<sup>ème</sup> groupe
- Un halogène de la 3<sup>ème</sup> période
- Un non-métal du 17<sup>ème</sup> groupe
- Un non-métal de la 4<sup>ème</sup> période

47. Un métal se trouve :

- À gauche de l'escalier dans le TPE
- A droite de l'escalier dans le TPE
- Dans les deux premières colonnes du TPE
- A un nombre d'électrons externe inférieur à son nombre de couche électronique

48. L'élément qui a 61 neutrons et qui est du bloc d est :

- Le prométhium-61
- L'argent-108
- L'argent-107
- N'existe pas

## QCM DF Chapitre 5 Les liaisons chimiques

49. A propos de la règle de l'octet :

- Tous les éléments du tableau périodique cherchent à se combiner entre eux afin de saturer leur dernier niveau électronique et d'avoir ainsi tous leurs électrons périphériques appariés.
- La règle de l'octet s'applique uniquement aux éléments de transition
- La règle de l'octet s'applique aux lanthanides
- La règle de l'octet ne s'applique qu'aux éléments solides à température ambiante

50. A propos de l'électronégativité :

- L'électronégativité est une mesure de la capacité qu'à un élément à repousser les électrons à l'intérieur d'une liaison chimique
- L'électronégativité a une échelle arbitraire qui va de 0,7 à 4
- Un élément qui a une faible électronégativité a tendance à fortement attirer les électrons de liaison
- Les éléments métalliques ont des valeurs d'électronégativité élevées

51. A propos des métaux :

- Ils sont malléables et conducteurs d'électricité
- Leurs électrons périphériques sont fortement retenus par les centres positifs
- L'amalgame est un alliage entre le plomb et un autre métal quelconque
- Le courant électrique est dû au déplacement des protons dans le noyau

52. A propos de la liaison ionique :

- Lors de sa formation l'élément, métal gagne des électrons périphériques pour compléter son octet
- Lors de sa formation, l'élément non-métal gagne des électrons périphériques pour compléter son octet
- Une liaison ionique a parfois lieu entre deux non-métaux
- Les composés ioniques ont généralement des températures de fusion et d'ébullition basses

53. A propos de la solubilité des sels:

- Tous les sels sont solubles
- Les sels formés avec les éléments des groupes représentatifs sont solubles
- Lorsque la quantité limite de sel dissous dans une solution est atteinte on parle de solution saturée
- La précipitation d'un sel a lieu avant la saturation de la solution

54. A propos des composés covalents :

- Une liaison covalente se forme entre deux éléments qui ont une faible électronégativité
- Une liaison covalente se forme entre deux éléments qui ont une grande électronégativité
- Une liaison covalente se forme entre deux éléments qui ont une grande différence d'électronégativité
- Une liaison covalente de coordination a lieu entre deux non-métaux très électronégatifs

55. A propos de la polarité des liaisons :

- Une liaison covalente est polaire si la différence d'électronégativité des éléments la formant est grande
- Une liaison covalente est polaire si la différence d'électronégativité des éléments la formant est petite
- Une molécule est polaire si elle est formée de liaisons polaires et qu'elle est parfaitement symétrique
- Une molécule est polaire si elle ne possède pas de symétrie

56. A propos du carbone :

- Le graphite n'est jamais conducteur d'électricité car c'est un non-métal
- Le diamant n'est pas combustible car il est très dur
- Le diamant est moins dense que le graphite car il est transparent
- Le graphite est conducteur d'électricité car il a un électron qui n'est pas engagé dans une liaison

57. A propos des molécules suivantes sont polaires :

- $\text{BF}_3$
- $\text{CO}_2$
- $\text{NH}_3$
- $\text{CCl}_4$

58. A propos du réseau cristallin :

- Il a toujours une géométrie cubique comme celle de NaCl
- Sa géométrie dépend de la charge des ions exclusivement
- Sa géométrie dépend de la taille des ions exclusivement
- Sa géométrie dépend de la taille et de la géométrie des ions

59. A propos des composés covalents, les composés covalents :

- sont tous blancs ou incolores
- sont de mauvais conducteurs d'électricité mais de bons conducteurs thermiques
- ont des températures de fusion basses
- sont le plus souvent formés de non-métaux habituellement

60. A propos des liaisons chimiques :

- Le cation est un ion négatif
- L'anion est un ion positif
- Un gaz rare est une molécule neutre
- Un sel est formé de cations et d'anions

## QCM DF Chapitre 6 Attractions intermoléculaires

61. Les molécules :

- ont des forces de Van der Waals entre elles
- Font des ponts H entre elles
- Ne s'assemblent pas car elles sont déjà stables
- Font parfois des forces de dispersion entre elles

62. Les forces de dispersion augmentent si :

- Le nombre d'électrons et la taille de la molécule augmentent
- Le nombre d'électrons augmente et la taille de la molécule diminue
- Le nombre d'électrons diminue et la taille de la molécule augmente
- Le nombre d'électrons et la taille de la molécule diminuent

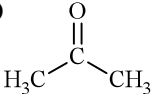
63. Pour qu'une molécule soit polaire elle doit :

- Etre constituée d'éléments différents
- Etre constituée d'éléments ayant une électronégativité différente
- Avoir des liaisons covalentes polaires et présenter un centre de symétrie
- Avoir des liaisons covalentes polaires et ne pas avoir de centre de symétrie

64. La glace flotte sur l'eau parce que :

- un solide est toujours moins dense qu'un liquide
- un solide est toujours plus dense qu'un liquide
- il y a plus de ponts H dans la glace que dans l'eau et ils espacent les molécules
- il y a plus de ponts H dans l'eau que dans la glace et ils rapprochent les molécules

65. Dans quel(s) couple(s) de molécules proposées ci-dessous aucun ponts H ne peut s'établir :

- $\text{CH}_3\text{CH}_3$  +  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3$  +  $\text{NH}_3$
- $\text{CO}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3$  + 

66. Dans quel(s) couple(s) de molécules proposées ci-dessous aucun ponts H ne peut s'établir :

- $\text{N}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NH}_3$  +  $\text{CH}_3\text{NH}_2$
- $\text{CH}_4$  +  $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{C}_6\text{H}_6$  +  $\text{C}_6\text{H}_{12}$

67. Une molécule est soluble dans l'eau si :

- Elle peut au moins faire des ponts H passifs
- Elle peut au moins faire des ponts H actifs
- Elle peut faire des ponts H passifs et sa zone à pont H représente une grande partie de la molécule
- Elle possède au moins un groupe OH (comme l'eau).

68. La glace est un bon isolant thermique car :

- La glace présente une structure lacunaire
- La glace est très dure
- Le point de fusion de la glace est à zéro degré Celsius
- Le point de fusion de la glace est à zéro Kelvin

69. Les 4 facteurs responsables de l'augmentation des températures de fusion des composés moléculaires sont, dans l'ordre décroissant :
- Les forces de dispersion, le nombre de ponts H actifs, la présence de liaisons ioniques
  - La présence de liaisons ioniques, les forces de dispersion, le nombre de ponts H actifs
  - La présence de liaisons ioniques, le nombre de ponts H actifs, les forces de dispersion
  - La présence de liaisons ioniques, le nombre de ponts H actifs, la polarité des molécules
70. La viscosité d'un liquide dépend :
- Uniquement du nombre de ponts H que ses molécules peuvent faire
  - Du nombre de ponts H que ses molécules peuvent faire et de la taille de ses molécules
  - De la quantité de matière que l'on prend
  - Uniquement de la longueur des molécules
71. Une aiguille flotte sur l'eau car :
- L'acier est moins dense que l'eau
  - L'aiguille est creuse
  - Les ponts H de l'eau exercent une résistance à la pénétration
  - L'aiguille présente une grande surface de contact
72. A propos de la solubilité d'un composé moléculaire dans l'eau :
- L'hexane ( $C_6H_{14}$ ) est soluble dans l'eau car il possède beaucoup d'hydrogène
  - Le  $CO_2$  est insoluble dans l'eau car il ne possède pas d'atomes d'hydrogène
  - L'oxygène est soluble dans l'eau car il contient des atomes d'oxygène
  - La propanone ( $H_3CCOCH_3$ ) est insoluble dans l'eau car son atome d'oxygène n'est pas directement lié à un atome d'hydrogène

## QCM DF Chapitre 7 La nomenclature

73. L'hydrogénophosphate de calcium est :

- $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- $\text{CaPO}_4$
- $\text{CaHPO}_4$
- $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$

74. Le sulfure de plomb(+4) est :

- $\text{PbS}$
- $\text{PbS}_2$
- $\text{PbS}_3$
- $\text{PbS}_4$

75. l'oxyde de fer(+3) est :

- $\text{FeO}$
- $\text{FeO}_2$
- $\text{FeO}_3$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3$

76. L'ion sulfite est :

- $\text{SO}_3^-$
- $\text{HSO}_3^-$
- $\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{SO}_3^{2-}$

77. l'ion hydrogénocarbonate est:

- $\text{HCO}_2^-$
- $\text{CO}_3^{2-}$
- $\text{HCO}_3^{2-}$
- $\text{HCO}_3^-$

78. L'acide sulfhydrique est :

- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{H}_2\text{SO}_3$
- $\text{HSO}_3^-$

79. L'acide phosphorique est :

- $\text{H}_3\text{PO}_4$
- $\text{H}_3\text{PO}_3$
- $\text{HPO}_4^{2-}$
- $\text{HPO}_3^{2-}$

80. le perchlorate est :

- $\text{ClO}_2^-$
- $\text{ClO}^-$
- $\text{ClO}_3^-$
- $\text{ClO}_4^-$

81. Le cyanure de sodium est :

- $\text{NaCN}$
- $\text{KCN}$

- $\text{Na}_3\text{N}$
- $\text{NaNO}_2$

82. L'ammoniac est :

- $\text{NaNH}_2$
- $\text{LiNH}_2$
- $\text{CH}_3\text{NH}_2$
- $\text{NH}_3$

83.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

- Oxyde de fer
- Oxygénure de fer(+3)
- rouille
- oxyde de fer(+3)

84.  $\text{Cu}_2\text{S}$ :

- Soufre de cuivre(+2)
- Sulfure de cuivre(+2)
- Sulfure de cuivre
- Sulfure de cuivre(+1)

## QCM DF Chapitre 8 Les équations chimiques

85. une équation chimique représente :

- Tous les composés utilisés pour une réaction
- Tous les composés utilisés pour une réaction de transformation chimique
- Tous les composés de départ et ceux obtenus dans une transformation chimique
- Tous les réactifs et les produits d'une transformation chimique

86. l'équation-bilan d'une réaction chimique signifie que :

- Les coefficients des réactifs et des produits sont donnés de manière à respecter la loi de la conservation de la matière
- L'état de la matière des réactifs et des produits est indiqué
- La masse de tous les réactifs est exactement égale à la masse de tous les produits
- La masse des réactifs et des produits est indiquée

87. La(les) équation(s) de dissociation(s) ionique(s) correcte(s) est (sont) :

- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow \text{Al}_2^{3+}(\text{aq}) + (\text{SO}_4^{2-})_3(\text{aq})$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{S}^{6+}(\text{aq}) + 12 \text{O}^{2-}(\text{aq})$
- $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \longrightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + (\text{SO}_4^{2-})_3(\text{aq})$

88. La(les) équation(s) de dissociation(s) ionique(s) correcte(s) est (sont) :

- $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow$  pas de dissociation
- $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
- $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$
- $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) + \text{C}^{4+}(\text{aq}) + 3 \text{O}^{2-}(\text{aq})$

89. L'équation-bilan de la combustion complète du  $\text{CH}_3\text{OH}$  est :

- $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{OH} + \text{O} \longrightarrow \text{C} + 2 \text{H}_2\text{O}$
- $2 \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow 2 \text{CH}_4 + \text{O}_2$
- $2 \text{CH}_3\text{OH} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

90. Soit l'équation-bilan suivante:



On observe un précipité (brun-terre). Ce précipité est :

- AgOH car les hydroxydes métalliques sont tous colorés
- AgOH car seuls les hydroxydes de métaux de transition sont colorés
- AgOH car tous les hydroxydes métalliques sont peu solubles
- AgOH car les hydroxydes métalliques, mis à part ceux d'alcalins et d'alcalino-terreux, sont peu solubles

91. Etablir le bilan de l'équation suivante:  $\text{NO}_2 + \text{CO} \longrightarrow \text{N}_2 + \text{CO}_2$

- 1, 1, 1, 1
- 2, 1, 1, 1
- 2, 4, 1, 4
- 2, 2, 1, 2

92. Etablir le bilan de l'équation suivante:  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- 1, 1, 1, 1
- 2, 1, 2, 1



1, 2, 1, 2

2, 3, 2, 2

93.  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$  ça donne :

Pas de réaction car il y a un ion commun (oxyde)

Un acide

Une base

Un sel

94. L'ajout de  $\text{NaHCO}_3(\text{s})$  à une solution de  $\text{HNO}_3(\text{aq})$  provoque un dégagement de bulles de :

$\text{H}_2$

$\text{N}_2$

$\text{O}_2$

$\text{CO}_2$

95. L'équation chimique de la photosynthèse est :

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2 \longrightarrow 6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$

$6 \text{CO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6 \text{O}_2$

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \longrightarrow 6 \text{C} + 6 \text{H}_2\text{O}$

$12 \text{CO}_2 + 11 \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 12 \text{O}_2$

96. L'équation chimique de la dissolution de  $\text{CaO}$  dans l'eau est :

$\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

$\text{CaO} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + \text{O}^{2-}(\text{aq})$

$\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CaO}_2$

Pas de réaction,  $\text{CaO}$  ne se dissout pas

## QCM DF Chapitre 9 Chimie organique

97. Le carbone est obtenu comme résidu lors d'une :
- combustion complète
  - pyrolyse**
  - combustion incomplète**
  - électrolyse
98. Les hydrocarbures saturés sont nommés les :
- alcènes
  - aromatiques
  - alcanes**
  - alcynes
99. La fonction R-OH est une fonction :
- aldéhyde
  - cétone
  - éther
  - alcool**
100. Lesquels parmi ces composés sont des esters :
- acétate de méthyle**
  - méthoxybutane
  - formiate de propyle**
  - pentanal
101. Quels sont les molécules isomères parmi ces propositions :
- Propanol et propénol
  - Butanal et buténol**
  - Cyclopenténol et cyclopentanone**
  - Hexane et cyclohexane
102. Une réaction d'addition a lieu entre :
- L'hexane et le chlore
  - Le propène et le chlore**
  - Le cyclopropène et le chlore**
  - Cyclopentane et le chlore
103. Une réaction de substitution a lieu entre :
- Le benzène et le chlore**
  - Le cyclohexène et le chlore
  - L'hexyne et le chlore
  - L'hexane et le chlore**
104. L'hydrolyse de l'acétate d'isopentyle donne de :
- l'acide éthanoïque et de l'isopentanol**
  - l'acide formique et du 4-méthylhexanol
  - l'acide isopentanoïque et de l'éthanol
  - l'acide acétique et du 3-méthylhexanol
105. Les molécules suivantes sont des polymères :
- Le polyéthylène**
  - Le glycol
  - L'ADN**

Les protéines

106. Le sucre de table est un :

monosaccharide

polysaccharide

polypeptide

disaccharide

107. La saponification est l'hydrolyse :

acide d'une graisse

basique d'une protéine

basique d'une huile

basique d'une graisse

108. La formation des micelles est possible car les molécules de savon :

sont non-polaires

possèdent de longues chaînes non-polaires et des têtes polaires

possèdent de longues chaînes polaires et des têtes non-polaires

possèdent de courtes chaînes non-polaires et des têtes polaires

## QCM DF Chapitre 10 Stœchiométrie

109. 1 molécule de  $\text{CO}_2$  pèse :

- 44 u
- 44 g
- $44 \cdot 6 \cdot 10^{23} = 2,64 \cdot 10^{23}$  u
- $1/(2,64 \cdot 10^{23})$  g

110. La masse molaire de  $\text{KNO}_3$  vaut :

- 101 u
- 101 g
- 101 g/mol
- 101 mol

111. 0,5 mole d'eau pèse :

- 9 g
- 9 u
- $54 \cdot 10^{23}$  u
- $1/(54 \cdot 10^{23})$  g

112. Dans 0,5 litre d'une solution de  $\text{KNO}_3$  1 M, il y a :

- 0,5 mole de  $\text{K}^+(\text{aq})$  et 0,5 mole de  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$
- 1 mole de  $\text{K}^+(\text{aq})$  et 1 mole de  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$
- 0,25 mole de  $\text{K}^+(\text{aq})$  et 0,25 mole de  $\text{NO}_3^-(\text{aq})$
- 0,5 mol de  $\text{K}^+(\text{aq})$ , 0,5 mole de  $\text{N}^{5+}(\text{aq})$  et 1,5 mole de  $\text{O}^{2-}(\text{aq})$

113. Sachant que  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$  g/mol, il a fallu dissoudre quelle masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  dans 5 L d'eau pour obtenir une solution 0,1 M ? :

- 9,8 g
- 490 g
- 49 g
- $9,8 \cdot 10^{23}$  u

114. En mélangeant 0,5 L de  $\text{CaCl}_2(\text{aq})$  0,1 M avec 0,5 L de  $\text{NaCl}(\text{aq})$  0,1 M on obtient 1 L de solution dont :

- La concentration molaire de  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  est de 0,2 M
- La concentration molaire de  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  est de 0,1 M
- La concentration molaire de  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  est de 0,3 M
- La concentration molaire de  $\text{Cl}^-(\text{aq})$  est de 0,15 M

115. Pour obtenir 18 g d'eau à partir des éléments le constituant, il faut prendre, à TPN :

- 9 g de  $\text{H}_2(\text{g})$  et 9 g de  $\text{O}_2(\text{g})$
- 12 g de  $\text{H}_2(\text{g})$  et 6 g de  $\text{O}_2(\text{g})$
- 11,2 L de  $\text{H}_2(\text{g})$  et 11,2 L de  $\text{O}_2(\text{g})$
- 22,4 L de  $\text{H}_2(\text{g})$  et 11,2 L de  $\text{O}_2(\text{g})$

116. Soit différentes sortes de gaz, tous pris à TPN. On peut affirmer que :

- Leurs masses sont différentes mais leurs volumes sont les mêmes
- Leurs volumes sont différents mais leurs masses sont les mêmes
- Leurs masses et leurs volumes sont différents
- Leurs masses et leurs volumes sont les mêmes

117. 50 L de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , pris à TPN, pèse 98,2 g. Si on les stocke à 25 °C et 1 atm, on aura :

- Un volume plus grand
- Un volume plus petit
- Une masse plus grande
- Une masse plus petite

118. Sachant que le glucose ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) a une masse molaire de 180 g/mol, une glycémie de 5 mmol/L correspond à une concentration de glucose dans le sang de :

- 0,9 g/L de glucose sanguin
- 9 g/L de glucose sanguin
- 9 mg/L de glucose sanguin
- 0,9 mg/L de glucose sanguin

119. Dans la réaction :  $\text{CuCl}_2 + 2 \text{NaOH} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{NaCl}$ , pour être dans un rapport stœchiométrique, si on a 2 moles de  $\text{CuCl}_2$ , on doit ajouter :

- 2 moles de NaOH
- 1 mole de NaOH
- 4 moles de NaOH
- 0,5 moles de NaOH

120. Soit la réaction :  $3 \text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2 \text{NH}_3$

$M :$                       2    28                      17 g/mol

Si on a à disposition 140 g de diazote et que l'on souhaite être dans des rapports stœchiométriques, on doit prendre :

- 10 g de dihydrogène
- 140 g de dihydrogène
- 520 g de dihydrogène
- 30 g de dihydrogène

## QCM DF Chapitre 11 Thermochimie

121. Une réaction est exothermique si :
- L'énergie des produits est plus grande que l'énergie des réactifs
  - L'énergie d'activation est grande
  - L'énergie d'activation est petite
  - L'énergie des produits est plus petite que celles des réactifs
122. Le calcul de l'enthalpie de réaction via les énergies de liaison est :
- Aussi précis qu'avec les enthalpies de formation
  - Est possible pour tous les états de la matière
  - Est une estimation car correspond à une valeur moyenne pour certaines énergie de liaison
  - Est impossible si les molécules contiennent des oxygènes
123. Le calorimètre est un appareil utilisé pour :
- chauffer l'eau
  - mesurer les modifications de température lors d'une réaction chimique
  - mesurer la quantité de chaleur absorbée ou libérée lors d'une réaction chimique
  - brûler des restes de graphite
124. La variation d'enthalpie standard de formation est la variation d'enthalpie :
- sous une pression de 1 atm et une température de 20 °C
  - sous une pression de 1 atm et une température de 273,15 K
  - sous une pression de 1 atm et une température de 25 °C
  - sous une pression de 1 atm et le plus souvent une température de 25 °C
125. Par convention l'enthalpie standard de formation :
- Correspond à l'enthalpie de la réaction de formation d'un corps pur composé
  - Vaut 1 pour tout élément pris dans son état allotropique le plus stable
  - Vaut 0 pour tout élément pris dans son état allotropique le plus stable à 273,15 K
  - Vaut 0 pour tout élément pris dans son état allotropique le plus stable à 298,15 K
126. La loi de Hess permet de déterminer des enthalpies de formation :
- Lorsque les réactions chimiques ne sont pas réalisables expérimentalement
  - Grâce à sa propriété d'additivité des enthalpies de réactions des réactions chimiques
  - Seulement si les réactions chimiques sont réalisables expérimentalement
  - Seulement si tous les composés de la réaction sont des gaz
127. La différence d'enthalpie indique :
- Une différence de température
  - Une différence d'énergie entre les réactifs et les produits
  - Une énergie libérée
  - Une énergie absorbée
128. L'enthalpie standard de formation du graphite est de 0 car :
- Le graphite est solide
  - Moins dense que le diamant
  - Conducteur d'électricité
  - Il correspond à l'état allotropique le plus stable du carbone
129. L'enthalpie de formation d'un composé dépend de l'état dans lequel il se trouve car :
- une substance à l'état liquide, gazeux ou solide ne renferme pas la même énergie
  - la pression des gaz est variable selon la substance considérée
  - pour les solides cette valeur est toujours de zéro

- la vitesse de réaction n'est pas la même à l'état solide qu'aux deux autres états

130. La thermolyse de la craie est une réaction :

- endothermique
- spontanée
- explosive
- exothermique

131. Une réaction chimique pour laquelle il n'y aurait pas d'énergie d'activation serait une réaction :

- explosive
- spontanée si exothermique
- spontanée si endothermique
- impossible

132. La première loi de la thermodynamique dit que dans toute réaction chimique :

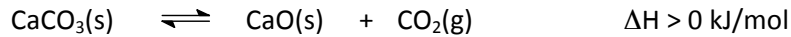
- il y a conservation de la masse et de la température
- il y a conservation de la matière
- il y a transformation de la matière
- il y a conservation de la masse et de l'énergie





orange devient jaune si on ajoute de la base

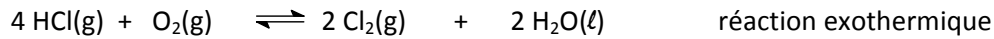
140. Soit l'équilibre en enceinte fermée :



Pour rendre la réaction totale on peut :

- augmenter la pression
- chauffer
- refroidir
- ouvrir l'enceinte

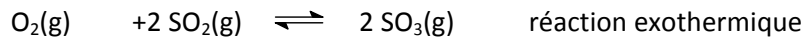
141. Soit la réaction d'équilibre :



On favorise la réaction (de gauche à droite) si on :

- diminue la pression
- augmente la pression
- siphonne l'eau
- ajoute de l'eau

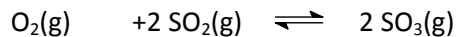
142. Soit l'équilibre homogène gazeux :



La réaction évolue:

- Vers la droite si on diminue la concentration en dioxyde de soufre
- Vers la gauche si on augmente la concentration en dioxygène
- Vers la droite si on augmente la pression
- Vers la gauche si on augmente la pression

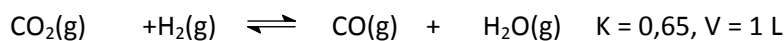
143. Soit l'équilibre homogène gazeux :



L'expression de la constante K de cet équilibre est :

- $[\text{SO}_3] / [\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_2]$
- $[\text{SO}_3]^2 / [\text{O}_2] \cdot [\text{SO}_2]^2$
- $2 [\text{SO}_3] / [\text{O}_2] \cdot 2 [\text{SO}_2]$
- $[2 \text{SO}_3] / [\text{O}_2] \cdot [2 \text{SO}_2]$

144. Soit l'équilibre homogène gazeux :



On part avec 0,5 mol de  $\text{CO}_2$  et 0,3 mol de  $\text{H}_2$ . Donner l'expression des concentrations en  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{CO}(\text{g})$  et  $\text{H}_2\text{O}$  à l'équilibre:

- 0,5 - x, 0,3 - x, x, x
- 0,5x, 0,3x, x, x
- x-0,5, x-0,3, x, x
- x, x, x, x

## QCM DF Chapitre 13 Acides et bases

145. Les particules suivantes peuvent agir comme acide :

- HCl
- $\text{SO}_4^{2-}$
- $\text{CH}_3\text{COOH}$
- $\text{HCO}_3^-$

146. Les particules suivantes peuvent agir comme base :

- $\text{NH}_3$
- $\text{HS}^-$
- $\text{H}_2\text{O}$
- HF

147. Les particules suivantes sont amphotères :

- $\text{HS}^-$
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{NH}_3$
- $\text{HCOO}^-$

148. Un acide se dissocie en libérant :

- Un proton
- Un groupe hydroxyle
- Une molécule d'eau
- Un hydrogène

149. Une base est un accepteur de :

- $\text{OH}^-$
- $\text{H}^+$
- $\text{H}_2\text{O}$
- D'électrons

150. Le pH d'une solution de HCl 0.6 mol/L est de :

- 0.22
- 3.2
- 0,22
- 6

151. Le pH d'une solution aqueuse d'un acide quelconque ayant une concentration molaire  $C_0 = 0.5$  mol/L est de 0. Cet acide est un :

- monoacide fort
- monoacide faible
- diacide fort
- triacide fort

152. Une solution aqueuse d'un monoacide faible :

- Est conductrice d'électricité
- Est conductrice de chaleur
- A un pH plus petit qu'une solution d'un monoacide fort de même concentration molaire
- N'est pas forcément indicatrice de pH, mais une solution indicatrice de pH est toujours une solution aqueuse d'un monoacide faible.

153. La courbe de titrage d'un monoacide faible par une base forte à un point :
- d'équivalence à  $\text{pH} = 7$
  - d'équivalence  $\text{pH} > 7$
  - de demi-équivalence dans le domaine basique
  - de demi-équivalence dans le domaine acide
154.  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  résulte de la neutralisation de :
- L'hydroxyde de potassium avec l'acide sulfurique
  - L'hydroxyde de sodium avec l'acide sulfureux
  - L'hydroxyde de sodium avec l'acide sulfhydrique
  - L'hydroxyde de sodium avec l'acide sulfurique
155. La réaction d'effervescence résulte de la réaction entre :
- Une base quelconque et un ion carbonate
  - Une base forte et un ion hydrogénocarbonate
  - Un ion carbonate et de l'eau
  - Un ion carbonate ou hydrogénocarbonate et un acide
156. Quelles sont les formules adéquates pour le calcul du pH d'une solution d'un acide faible :
- $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$
  - $\text{pH} = -\log[\text{HA}]$
  - $\text{pH} = -\log C_0$
  - $\text{pH} = -\log \sqrt{K_a \cdot C_0}$ , si  $C_0 > 100 K_a$

## QCM DF Chapitre 14 Redox

157. Les phénomènes suivants sont de type redox, la dissolution :
- du sel de cuisine dans l'eau
  - de  $\text{CaCO}_3$  dans de l'eau
  - de sodium dans de l'eau
  - de saccharose dans l'eau.
158. Indiquer quelles sont les équations chimiques de réactions redox :
- $2 \text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
  - $2 \text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{NH}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$
  - $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$
  - $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
159. Dans une réaction d'oxydoréduction il y a toujours :
- présence d'oxygène
  - un échange de protons
  - un échange d'électrons
  - un échange de neutrons
160. Les nombres d'oxydation de Na, H, S et O dans le composé  $\text{NaHSO}_3$  sont :
- +1, +1, +6, -2
  - +1, +1, +4, -6
  - +1, -1, +6, -2
  - +1, +1, +4, -2
161. L'échelle des potentiels permet de :
- Prévoir si une réaction redox est spontanée ou pas
  - Prévoir la vitesse d'une réaction redox
  - Prévoir la nature des produits obtenus
  - Déterminer l'énergie thermique d'une réaction redox
162. Soit la réaction redox :  $2 \text{FeCl}_3(\text{aq}) + 2 \text{KI}(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{FeCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{KCl}(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{aq})$   
Les deux couples Ox/Red de cette réaction sont :
- $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{Cl}_2/2 \text{Cl}^-$
  - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $2 \text{I}^-/\text{I}_2$
  - $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$  et  $2 \text{I}^-/\text{I}_2$
  - $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$  et  $\text{I}_2/2 \text{I}^-$
163. Dans la réaction redox :  $4 \text{HNO}_3(\text{aq}) + \text{Sn}(\text{s}) \rightarrow \text{SnO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{NO}_2(\text{g})$  :
- $\text{Sn}^0$  est le réducteur et  $\text{N}^{+5}$  est l'oxydant
  - $\text{Sn}^0$  est l'oxydant et  $\text{N}^{+5}$  est le réducteur
  - $\text{Sn}^0$  est l'oxydant et  $\text{O}^{-2}$  est le réducteur
  - $\text{Sn}^0$  est le réducteur et  $\text{O}^{-2}$  est l'oxydant
164. Sachant que les potentiels redox sont :
- $$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co} \quad -0,28 \text{ V} \quad \text{et} \quad \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu} \quad +0,34 \text{ V}$$
- On a une réaction redox spontanée si on met en contact :
- $\text{Co}^0$  et  $\text{CuSO}_4(\text{aq})$
  - $\text{Cu}^0$  et  $\text{CoCl}_2(\text{aq})$
  - $\text{Co}^0$  et  $\text{Cu}^0$

□  $\text{CuSO}_4(\text{aq})$  et  $\text{CoCl}_2(\text{aq})$

165. Dans une pile électrochimique :
- La cathode est le siège de l'oxydation
  - La cathode est le pôle positif
  - L'anode est le siège de la réduction
  - L'anode est le pôle positif
166. Dans la pile Daniell l'électrode de zinc est :
- La cathode
  - Le pôle négatif de la pile
  - Le siège de l'oxydation
  - L'anode
167. Dans la pile Daniell le pont ionique sert :
- Au transfert des électrons d'une demi-pile à l'autre
  - A maintenir l'électroneutralité des solutions
  - A fermer le circuit électrique
  - Comme indicateur redox
168. L'électrolyse :
- Est une réaction redox spontanée
  - Est possible si on impose un courant électrique au système redox
  - Est utilisée en horlogerie pour déposer des métaux précieux sur des boîtiers en acier
  - D'une solution aqueuse de NaCl permet d'obtenir du dichlore et du sodium