

Sciences de la nature 20F

Centre scolaire Léo-Rémillard

Préparé par :
Roger Durand
Mélanie Dheilly
Justin Maître
Stéphane Grégoire

Ce cahier appartient à :

| | | |
|------|--|------------------------------------|
| I. | Les réactions chimiques..... | 4 |
| A. | L'atome et les éléments | 4 |
| | 1. Structure..... | 4 |
| | 2. Modèle de Bohr Rutherford..... | 5 |
| | 3. Le diagramme (schéma) de Lewis..... | 5 |
| B. | Le tableau périodique | 6 |
| | 1. Les familles..... | 6 |
| | 2. Les périodes | 7 |
| | 3. Les métaux et les non-métaux | 7 |
| | Pratique : la structure de l'atome et le tableau périodique..... | 8 |
| C. | Les liaisons chimiques..... | 9 |
| | 1. Les composés ioniques | 9 |
| | 2. Les ions polyatomiques | 11 |
| | 3. Les composés covalents..... | 12 |
| | 4. La nomenclature | 13 |
| | Pratique : les composés chimiques | 15 |
| D. | Les réactions chimiques..... | 18 |
| | 1. La loi de la conservation de la masse | 19 |
| | 2. Équilibrer une réaction (la stœchiométrie) | 19 |
| | 3. Les types de réactions..... | 21 |
| | Pratique : la stœchiométrie et les types de réactions | 23 |
| E. | Les acides et les bases..... | 25 |
| | 1. Les propriétés des acides | 25 |
| | 2. Les propriétés des bases | 25 |
| | 3. La neutralisation | 27 |
| | Pratique : les acides et les bases | 29 |
| II. | Le mouvement et l'automobile..... | Erreur ! Signet non défini. |
| III. | L'environnement..... | Erreur ! Signet non défini. |

I. Les réactions chimiques

A. L'atome et les éléments

1. Structure

Un _____ est une particule spécifique qui :

- Compose la matière
- Forme une liaison chimique avec d'autres atomes

Un _____ est un atome qui a un nombre spécifique de protons dans son noyau.

Exemple

Donne 2 exemples d'éléments

Une _____ ou un _____ est un ensemble neutre d'au moins deux atomes, différents ou non.

Exemple

Donne deux exemples de molécules

Dessine un atome avec ses composantes.

Le noyau est dense et contient des _____ et des _____.

Le noyau est entouré de couches électroniques – des orbites pour les _____.

Un proton a une masse de _____. et a une charge _____.

Un neutron a aussi une masse de _____. Il a une charge _____.

Un électron a une masse de, essentiellement, _____ et a une charge _____.

2. Modèle de Bohr Rutherford

Un modèle pour qui représente la structure atomique d'un élément.

Rappels :

- La première couche prend un maximum de _____
- La deuxième couche prend un maximum de _____
- 3^e : 4^e : 5^e : 6^e : 7^e : _____
- Il faut remplir une couche au complet avant de remplir la prochaine couche

Exemple

Dessine le modèle Bohr-Rutherford des éléments suivants.

Lithium

Arsenic

3. Le diagramme (schéma) de Lewis

C'est aussi appelé le schéma de la configuration électronique.

On représente un atome (sous forme du symbole de l'élément) et que ses

_____.

Ceux-ci sont représentés par des points tracés autour du symbole.

Un électron de valence est un électron sur _____.

Exemple

Dessine le diagramme de Lewis des éléments suivants.

Azote

Baryum

B. Le tableau périodique

Tous les éléments sont organisés dans le tableau périodique des éléments selon leur :

- nombre de _____. Le nombre de protons dans le noyau de chaque atome _____ par un à partir du premier atome, hydrogène.

Exemple

Combien de protons possède l'hydrogène? L'oxygène? Le potassium?

- Dans un état neutre, le nombre de protons est _____ au nombre d'électrons.
- Les électrons sont super importants pour déterminer la charge d'un atome et pour former des _____.
- La masse atomique représente la masse totale d'un atome. On peut généraliser que la masse de l'atome comme étant la somme du nombre de _____ et de _____ de l'atome.
- Le nombre de neutrons peut varier pour les mêmes sortes d'atomes, c'est un facteur qui détermine la masse relative d'un atome. On appelle _____ un atome d'un même élément mais ayant un nombre de _____ différent, donc une masse différente.

Les éléments sont aussi généralement organisés en ordre croissant de leur masse atomique.

Exemple

Ordonne les éléments Or, Argent, Platine, Fer en ordre croissant de leur masse.

Le tableau périodique est organisé en _____ et en _____.

1. Les familles

Il y a _____, chacun regroupe des éléments qui ont des propriétés physiques distincts de leur voisin.

Les groupes sont souvent identifiés par leur nom :

Les métaux _____ (1^{er} groupe)

Les métaux _____ (2^e groupe)

Les métaux de transition (3^e à 12^e groupes)

Les _____ (16^e groupe)

Les _____ (17^e groupe)

Les gazes _____ ou gaz _____ (18^e groupe)

Quelle propriété partagent les éléments d'une même famille?

Indice : dessine les diagrammes de Bohr-Rutherford ou de Lewis des éléments d'une même famille.

2. Les périodes

Il y a 7 périodes (les lignes horizontales), chacune indique le nombre de _____ pour chaque élément qui est placé dans la rangée particulière.

Ex. Le sodium, le magnésium, l'aluminium etc. sont trouvés dans la 3^e rangée et tous ont 3 couches électroniques.

Le nombre d'éléments dans une période indique le nombre maximum _____ que la couche électronique peut contenir.

3. Les métaux et les non-métaux

Rappel :

| Propriétés physiques | | |
|--|--|---|
| Métaux | Non-métaux | Métalloïdes (les éléments entre les métaux et les non-métaux) |
| Bon conducteur de la chaleur et l'électricité | Mauvais conducteur de la chaleur et l'électricité | Conducteur moyen (semi-conducteur) |
| Ils sont typiquement lustrés (ont un éclat car ils reflètent la lumière) | Non-lustrés (sont mats, ne reflètent pas la lumière) | Partagent au moins une propriété des métaux et des non-métaux |
| Réagissent aux acides | Ne réagissent pas aux acides | |
| Sont malléables | Non-malléable (peuvent être cassés) | |
| Peuvent s'allier avec d'autres métaux pour former des alliages | Sont liquides, solides, ou gazeux | |
| Point de fusion élevé | | |
| Typiquement solide | | |

Maintenant que nous avons étudié la structure d'un atome et la façon que le tableau périodique est organisé, nous pouvons découvrir la réactivité et la stabilité des éléments.

Pratique : la structure de l'atome et le tableau périodique

1. Donne le nom des éléments suivants :
 - a. F
 - b. P
 - c. H
 - d. Li
 - e. Ar
 - f. C
 - g. N
 - h. Al
2. Donne le symbole pour les éléments suivants :
 - a. Hélium
 - b. Béryllium
 - c. Oxygène
 - d. Chlore
 - e. Sodium
 - f. Silicium
 - g. Calcium
 - h. Néon
3. Combien de protons ont les éléments suivants?
 - a. Cl
 - b. Cd
 - c. Ba
 - d. Au
 - e. K
 - f. P
4. Dessine le modèle Bohr-Rutherford des éléments suivants et identifie le nombre d'électrons de valence :
 - a. Na
 - b. F
 - c. N
 - d. Al
5. Combien de périodes le tableau périodique comprend-il? Combien de groupes comprend-il?
6. Où trouve-t-on les métaux dans le tableau périodique? Où trouve-t-on les non-métaux?
7. Quels éléments trouve-t-on autour de l'« escalier » entre les métaux et les non-métaux? Quelles caractéristiques particulières les éléments situés autour de cet escalier possèdent-ils?
8. Quel métal est liquide à la température ambiante?
9. Que représente le numéro atomique?
10. À quoi correspond la masse atomique?
11. Dessine le modèle de Bohr-Rutherford des éléments suivants :
 - a. lithium
 - b. chrome
 - c. sélénium
12. Dessine le schéma de Lewis des éléments suivants :
 - a. Ca
 - b. Ar
 - c. I
 - d. oxygène
 - e. fer
13. Indique les façons dont un atome peut acquérir une couche de valence identique à celle du gaz rare le plus proche.

C. Les liaisons chimiques

Chaque élément a le potentiel de réagir (genre partager des liaisons électroniques) avec un autre élément. Le plus qu'on approche les colonnes extérieures du tableau périodique, le plus ces éléments sont _____. L'exception est le dernier groupe (les _____) qui ne sont pas réactifs puisque leur couche électronique extérieure est _____ (ils ont déjà le nombre maximal d'électrons possible sur la couche).

Ex. Le lithium est plus réactif que le béryllium. De l'autre côté du tableau le fluor est plus réactif que l'oxygène.

La réactivité a tendance à augmenter en descendant les groupes des métaux parce qu'il y a moins d'attraction entre ses électrons de valence et son noyau.

La réactivité a tendance à augmenter en montant les groupes de non-métaux parce qu'il y a une plus grande force d'attraction entre les électrons de valence d'autres éléments et son noyau.

Les éléments peuvent soit échanger ou partager des électrons pour devenir stables. Les éléments sont stables s'ils possèdent une couche de valence remplie (généralement 8 électrons). C'est la règle de l'octet.

1. Les composés ioniques

Un atome est neutre s'il contient le même nombre de protons que d'électrons donc s'il perd ou gagne un ou des électrons, cet atome possède une charge.

Un ion est un atome ayant perdu ou gagné un ou des électrons, c'est un atome chargé. Seuls les électrons peuvent être transférés.

Lorsqu'un atome gagne un ou des électrons, il y a plus d'électrons (négatif) que de protons (positif) alors l'atome devient un ion _____, un _____.

Lorsqu'un atome perd un ou des électrons, il y a moins d'électrons (négatif) que de protons (positif) alors l'atome devient un ion _____, un _____.

La notation pour un ion est d'indiquer le symbole chimique avec sa charge en exposant. Si le sodium a perdu un électron il a une charge de +1, qu'on dénote Na^+ .

Exemple

Un atome de magnésium a perdu deux électrons. Démontre comment on représente cet ion.

Comment représenterait-on l'ion d'oxygène?

Un composé est dit ionique si :

- un _____ se lie à un _____
- il y a un _____ d'électrons lors de la formation du composé

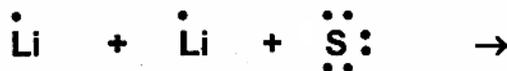
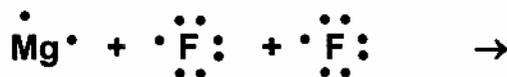
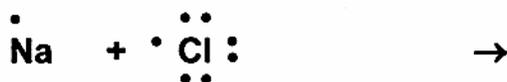
Quels éléments ont plus tendance de perdre un ou des électrons?

Quels éléments ont plus tendance de gagner un ou des électrons?

Puisque nous avons un _____ et un _____, ceux-ci sont attirés l'un vers l'autre (les charges _____ s'attirent) formant un composé ionique.

Exemple

Dessine le transfert d'électrons nécessaire pour former le composé ionique.



Exemple

Dessine le composé produit entre le calcium et le chlore.

Exemple

Détermine la formule chimique entre les paires suivantes.

Be et Cl

Sc^{3+} et oxygène

Al et Br

fer et soufre

2. Les ions polyatomiques

Parfois, un ion est composé de plusieurs atomes (poly = _____). Ils sont considérés comme une entité en soi et ne sont pas divisibles. Toute la molécule possède la charge indiquée. Par exemple, dans l'hydroxyde (OH^-) tout le OH a la charge négative, pas seulement le H .

Des exemples courants sont :

- hydroxyde :
- sulfate :
- hydrogénosulfate :
- nitrate :
- carbonate :
- hydrogénocarbonate :
- phosphate :
- ammonium :

Exemple

Détermine la formule chimique entre les paires suivantes.

sodium et le nitrate

sulfate et calcium

sulfate et Cr^{3+}

fer(III) et hydroxyde

3. Les composés covalents

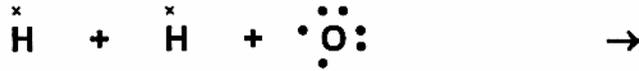
Un composé est dit covalent si :

- un _____ se lie à un autre _____.
- il y a un _____ d'électrons lors de la formation du composé

Puisque deux non-métaux ont des couches de valence presque remplies, aucun d'entre eux va perdre un électron et le transférer à l'autre. Ils peuvent cependant partager des paires d'électrons pour former un composé. Chaque élément dans la liaison fournira un électron à partager pour former la paire.

Exemple

Dessine le partage entre les paires électroniques pour former un composé covalent



Exemple

Dessine les composés suivants.



Parfois, les éléments partagent deux ou trois paires d'électrons. On nomme ces liaisons _____ ou _____.

Ex. Dessine les composés suivants



4. La nomenclature

La nomenclature est la façon dont on nomme les composés chimiques. Afin de bien nommer les composés, il faut savoir s'il s'agit d'un composé ionique ou covalent car ceux-ci ont des différentes règles de nomenclature.

a. La nomenclature des composés ioniques

Voici les règles pour nommer un composé ionique :

- On nomme le deuxième ion (le non-métal) de la formule chimique en premier
- On ajoute le suffixe -ure à cet élément (exceptions : oxygène devient oxyde et non oxygénure, azote devient nitrure et non azoture, soufre devient sulfure et non soufrure, les ions polyatomiques ne changent pas)
- On nomme le premier ion (le métal) de la formule chimique et on vérifie s'il y a plus d'une charge possible pour cet ion
- S'il y a plus d'une charge possible pour le métal, on indique quel ion il s'agit avec des chiffres romains (c'est la notation de Stock). Il ne faut pas mettre d'espace entre le nom de l'élément et les chiffres romains.
Exemple, Fe^{2+} est fer(II) et non fer (II)

Remplis les blancs avec un terme qui généralise ce concept.

_____ -ure de _____

Chiffres romains

1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6 - 7 -

Exemple

Quel est le nom des composés suivants?

$NaCl$

Ti_2S_3

$Mn_2(SO_4)_7$

Exemple

Quelle est la formule chimique des composés suivants?

oxyde de magnésium

sulfure de chrome(IV)

hydroxyde de calcium

b. La nomenclature des composés covalents

Voici les règles pour nommer les composés covalents :

- On nomme le deuxième élément dans la formule chimique
- On ajoute le suffixe -ure (mêmes exceptions que pour les composés ionique)
- On ajoute un préfixe indiquant le montant de cet élément qui est présent dans la molécule
- On nomme le premier élément dans la formule chimique
- On ajoute un préfixe indiquant le montant de cet élément qui est présent dans la molécule (exception : s'il n'y a qu'un seul atome on ne met pas mono)

Remplis les blancs avec un terme qui généralise ce concept.

_____ -ure de _____

Préfixes :

1 - 2 - 3 - 4 - 5 - 6 - 7 -

Exemple

Nommez les composés suivants.



Exemple

Quelle est la formule chimique des composés suivants?
tétrafluorure de silicium

pentoxyde de diiode

Pratique : les composés chimiques

1. Compare (similarité et différence) un cation à un anion.
2. Comment un composé ionique diffère-t-il d'une liaison ionique?
3. Examine les schémas de Lewis de trois éléments hypothétiques :



- a. Quels éléments sont des non-métaux? Justifie ta réponse.
 - b. Quel élément ne se combinera pas avec l'oxygène? Justifie ta réponse.
4. Un élément inconnu forme des ions de charge 2^- .
 - a. Cet élément appartient-il aux métaux ou aux non-métaux? Justifie ta réponse.
 - b. Où dans le tableau périodique (dans quelle famille), s'attendrait-on de trouver cet élément? Justifie ta réponse.
 5. Considère les éléments suivants pour les **3** prochaines questions :
Sodium Chlore Calcium Oxygène Hélium
 - a. Combien d'électrons de valence chaque élément a-t-il?
 - b. L'élément doit-il gagner ou perdre des électrons pour devenir stable?
 - c. Quelle sera la charge de l'ion stable formé par chaque élément?
 6. Remplis le tableau ci-dessous :

| Nom de l'élément | Symbole | Gaz rare le plus proche | Schéma de Lewis (configuration électronique) de l'ion chargé | Charge |
|------------------|---------|-------------------------|--|--------|
| Soufre | | | | |
| | O | | | |
| Potassium | | | | |
| | Cl | | | |
| Néon | | | | |
| Sodium | | | | |
| | F | | | |

7. Qu'est-ce que composé covalent? Quels en sont les éléments du composé?
8. Combien de doublets d'électrons sont mis en commun dans une liaison covalente? Appuie ta réponse avec un exemple.
9. Que sont les ressemblances et les différences entre un composé ionique et un composé covalent?

10. Écris la formule chimique de chacun des composés suivants.

| | | | |
|------------------------|-----------------------|----------------------------|---------------------------|
| Sulfate de zinc | Oxyde de cuivre(I) | Tétrabromure de carbone | Oxyde de potassium |
| Fluorure de calcium | Iodure de strontium | Monoxyde de dihydrogène | Hydroxyde d'ammonium |
| Sulfure de baryum | Trifluorure d'azote | Carbonate de vanadium(III) | Monosulfure de diazote |
| Sulfure de cuivre(II) | Chlorure de sodium | Tétrafluorure de carbone | Fluorure de béryllium |
| Monoxyde de carbone | Chlorure de plomb(IV) | Iodure de lithium | Trisulfure de diphosphore |
| Nitride de titane(III) | Dioxyde de soufre | Bromure de mercure(I) | Dioxygène |

11. Indique si les composés suivants sont ioniques ou covalents et nomme-les.

| | | | | | |
|------------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|--------------------|--------------------------------|-------------------------------|
| CS ₂ | CaCl ₂ | PCl ₃ | CO ₂ | NO ₂ | Li ₂ Se |
| SO ₃ | CCl ₄ | BeBr ₂ | NaHCO ₃ | CaI | NaF |
| Al(HSO ₄) ₃ | K ₃ As | K ₂ S | CaO | Fe ₂ O ₃ | Be(OH) ₂ |
| NO ₃ | K ₃ N | NO | MgCl ₂ | PCl ₃ | N ₂ O ₅ |
| (NH ₄) ₂ O | Cr ₃ N ₂ | CH ₄ | AgI | NiCl ₂ | PbS |
| Mo(NO ₃) ₃ | CrBr ₃ | Mn ₂ O ₇ | GaCl ₃ | SrF ₂ | N ₃ |

12. Donnez la formule chimique et le nom scientifique des liaisons entre les éléments suivants :
- a. Ca et N
 - b. K et O
 - c. Li et Cl
 - d. Fe^{+3} et S
 - e. Mn^{+2} et O
13. Dessinez un diagramme représentant les liaisons des composés suivants et nommez le composé.
- a. FeS
 - b. H_2
 - c. K_2S
 - d. NO_2
 - e. MgBr_2
 - f. CS_2

D. Les réactions chimiques

La théorie atomique de Dalton :

- Toute matière est formée de petites particules appelées atomes.
- Les atomes ne peuvent pas être créés, ni détruits, ni divisés en particules plus petites.
- Tous les atomes d'un même élément sont identiques par la masse et la taille, mais ils diffèrent en masse et en taille des atomes d'autres éléments.
- Des composés sont formés quand les atomes d'éléments différents se combinent en proportions fixes (définies).

Une réaction chimique est un processus où des molécules ou des éléments (les réactifs) réagissent afin de former différentes molécules (les produits). Il y a un réarrangement des atomes.

Que sont les noms des substances avant et après la réaction?

→

Lors de réaction, nous indiquons parfois l'état des substances participant à la réaction, résumé dans le tableau qui suit.

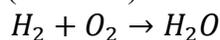
| État | Abréviation | Exemples (T° ambiante) |
|------------------|-------------|--|
| Solide | (s) | Fer : $Fe_{(s)}$ Sel : $NaCl_{(s)}$ Calcaire : $CaCO_{3(s)}$ |
| Liquide | (l) | Eau : $H_2O_{(l)}$ Octane (dans l'essence) : $C_8H_{18(l)}$ |
| Gazeux | (g) | Hélium : $He_{(g)}$ Azote : $N_{2(g)}$ Rappel : HOFBrINCl Ozone : $O_{3(g)}$ |
| Solution aqueuse | (aq) | Solution saline (saumure) : $NaCl_{(aq)}$ Solution d'ammoniaque (dans le nettoyeur à vitres) : $NH_{3(aq)}$ |

Pour décrire une réaction chimique nous pouvons utiliser les équations suivantes :

Équation _____ : où l'on utilise des mots.



Équation _____ : un résumé symbolique de l'équation chimique. Elle n'est pas équilibrée (balancée) dans l'équation suivante.



Équation _____ : équation où le nombre d'atomes des réactifs est égal au nombre d'atomes des produits.

1. La loi de la conservation de la masse

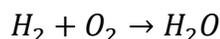
La loi de la conservation de la masse stipule que :

- Le nombre d'atomes de chaque élément respectif demeure constant avant et après la réaction chimique.
- Durant une réaction chimique, la masse totale des _____ est toujours égale à la masse totale des _____.

“Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme”

Exemple

Si 4g d'hydrogène gazeux réagit avec 32g d'oxygène gazeux, quel montant d'eau sera produit?



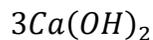
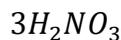
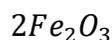
2. Équilibrer une réaction (la stœchiométrie)

Une équation chimique balancée ou équilibrée respecte la loi de la conservation de la masse ce qui signifie que l'on retrouve le même nombre de chaque type d'atomes des deux côtés de la réaction.

Pour équilibrer une équation, on peut ajouter des _____ (chiffres) devant les formules chimiques qui en ont besoin. Ce coefficient indique le nombre de cette molécule il y a par rapport aux autres molécules de la réaction.

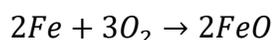
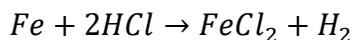
Exemple

Détermine le montant de chaque atome étant donné le nombre de molécules des exemples suivant.



Exemple

Étant donné les réactions suivantes, décrit le montant de *Fe* par rapport au montant du 2^e réactif dans la réaction.



Exemple

Équilibre la réaction $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$.

Dans l'exemple précédente, pourquoi ne pouvons-nous pas changer le $NaCl$ à $NaCl_2$ pour équilibrer la réaction?

Exemple

Équilibre la réaction $FeCl_3 + K_2S \rightarrow Fe_2S_3 + KCl$

Exemple

Transforme l'équation nominative en équation squelette et équilibre la réaction.
sodium + eau \rightarrow hydroxyde de sodium + hydrogène gazeux

Note : HOFBrINCl

cuivre + nitrate d'argent \rightarrow nitrate de cuivre(II) + argent

Nitrate de calcium + hydroxyde de sodium \rightarrow Hydroxyde de calcium + nitrate de sodium

3. Les types de réactions

Les 5 types de réactions chimiques se nomment :

-
-
-
-
-

Il y a synthèse lorsque deux ou plusieurs éléments ou composés se combinent pour former un nouveau produit :

Il y a décomposition lorsqu'un composé se sépare pour former deux ou plusieurs éléments ou composés :

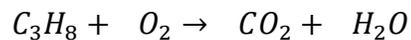
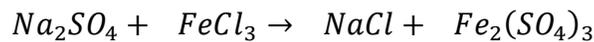
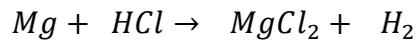
Il y a déplacement simple lorsqu'un élément remplace un autre élément d'un composé :

Il y a déplacement double quand les cations de deux composés différents s'échangent leur place pour former deux nouveaux composés :

Il y a combustion lorsqu'un hydrocarbure réagit avec de l'oxygène pour former du dioxyde de carbone et de l'eau :

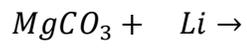
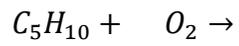
Exemple

Indique le type de réaction des suivants. Équilibre la réaction au besoin.



Exemple

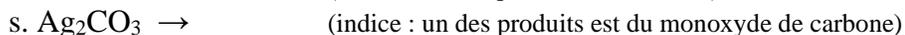
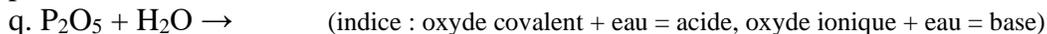
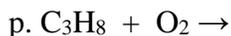
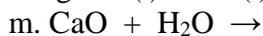
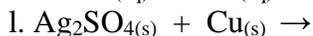
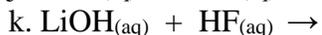
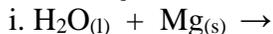
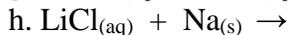
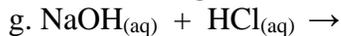
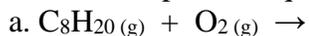
Que sont les produits des réactions suivantes? Équilibre les réactions.



Pratique : la stœchiométrie et les types de réactions

- Traduis les réactions chimiques suivantes sous forme d'équations équilibrées.
 - Le sodium, un métal alcalin, se combine avec le chlore, un gaz, pour produire des cristaux de chlorure de sodium.
 - L'oxyde de lithium se décompose en lithium et en oxygène à l'état gazeux.
 - Le magnésium, à l'état solide, entre en réaction avec le chlorure d'hydrogène pour produire une solution de chlorure de magnésium et de l'hydrogène à l'état gazeux.
 - L'iodure de potassium entre en réaction avec le sulfure de calcium pour produire du sulfure de potassium et de l'iodure de calcium.
 - De l'hexahydrure de dicarbone (éthane) entre en réaction avec de l'oxygène à l'état gazeux pour produire du dioxyde de carbone et de la vapeur d'eau.
- Traduis chaque équation nominative en équation squelette et équilibre l'équation.
 - Oxyde de fer(II) \rightarrow fer + oxygène
 - sodium + chlore \rightarrow chlorure de sodium
 - méthane + oxygène \rightarrow dioxyde de carbone + eau
 - Oxyde de fer(II) \rightarrow fer + oxygène
 - Hydroxyde de potassium + sulfate d'hydrogène \rightarrow sulfate de potassium + eau
 - Dioxyde de soufre + oxygène \rightarrow trioxyde de soufre
 - Oxyde de manganèse(VII) + iode \rightarrow iodure de manganèse(VII) + oxygène
 - Fluorure de nickel(III) + oxygène \rightarrow oxyde nickel(III) + fluor
- Équilibre les équations chimiques suivantes.
 - $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
 - $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
 - $\text{BaF}_2 + \text{LiBr} \rightarrow \text{BaBr}_2 + \text{LiF}$
 - $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cl}_2 + \text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$
- Classe chacune des réactions suivantes.
 - $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$
 - $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$
 - $\text{BaF}_2 + \text{LiBr} \rightarrow \text{BaBr}_2 + \text{LiF}$
 - $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + \text{HCl}$
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cl}_2 + \text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$

5. Classe, complète et équilibre les réactions chimiques suivantes.



6. Considère les réactions suivantes : $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ et $H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3$

a. Indique les réactifs.

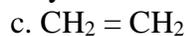
b. Classe la réaction.

c. Indique les états de chaque réactif et produit à la température ambiante.

d. Écris la réaction inverse.

e. Classe la réaction inverse.

7. Lesquels des composés suivants sont des hydrocarbures? Justifie ta réponse.



E. Les acides et les bases

1. Les propriétés des acides

Acide : Une substance que lorsque dissoute dans de l'eau libère de ions _____ et a un pH _____.

_____ : une mesure qui sert à déterminer ou exprimer le niveau d'acidité ou de basicité d'une solution aqueuse. Est représenté selon une échelle de 0 à 14.

_____ : une substance qui permet de déterminer si une substance est un acide ou une base. Il existe différentes sortes d'indicateurs.

On peut reconnaître un acide à cause de son pH inférieur à 7.

- Plus bas est le pH, plus fort est l'acide
- Plus fort est l'acide, plus il est dangereux (corrosif)

Une substance acide libère de ions hydrogènes (H^+).

- Le plus forte est la concentration en hydrogène (H^+), le plus fort est l'acide.
- Le plus fort est l'acide, le plus vers 0 se trouve le pH.
- Inversement, le plus faible est l'acide, le plus faible est la concentration H^+ .
- Le plus faible est l'acide, le plus que la substance approche un pH de 7.

2. Les propriétés des bases

Base : Une substance que lorsque dissoute dans de l'eau libère des ions _____ et a un pH _____.

On peut reconnaître une base à cause de son pH supérieur à 7.

- Plus élevé est le pH, plus fort est la base
- Plus fort est la base, plus elle est dangereuse.

Une substance basique ou alcaline libère des ions hydroxydes (OH^-).

- Plus forte est la concentration en hydroxyde, plus forte est la base.
- Plus forte est la base, plus vers 14 se trouve le pH.
- Inversement, plus faible est la base, plus faible est la concentration OH^- .
- Plus faible est la base, plus la substance approche un pH de 7.

Résumé des propriétés des acides, des bases et des sels en solution aqueuse.

| | Acides | Bases | Sels |
|-------------------------------------|---------------|--------------|-------------|
| Ions produits | | | |
| pH | | | |
| Réaction au papier tournesol | | | |
| Conductibilité électrique | | | |
| Neutralisation | | | |
| Réaction avec les métaux | | | |
| Goût | | | |
| Sensation au toucher | | | |

N.B. Pour percevoir les propriétés des acides, des bases et des sels, ceux-ci doivent absolument être en solution aqueuse. Ils doivent être dissous dans l'eau distillée.

3. La neutralisation

_____ : une solution aqueuse ayant un pH de 7 (ex. H_2O pure)

_____ : une réaction où un acide et une base réagissent pour produire un sel et de l'eau. C'est vraiment une réaction de déplacement double.

_____ : un composé formé d'un cation et d'un anion (ou, un métal et un non-métal).

La majorité des sels en solution sont chimiquement neutres, mais ils existent aussi des sels spéciaux, des sels non-neutres.

Un sel acide dissous dans l'eau rougit le papier tournesol _____ (un indicateur).

Un sel basique dissous dans l'eau bleuit le papier tournesol _____.

On ne peut pas se fier à la formule moléculaire pour déterminer si un sel est neutre ou non. C'est seulement en laboratoire que l'on peut découvrir leur caractère acide ou basique.

Une _____ est une réaction entre un acide et une base au cours de laquelle se forment un sel et de l'eau.

Les cations H^+ provenant de l'acide et les anions OH^- provenant de la base réagissent ensemble pour former de l'eau.

L'anion de l'acide et le cation de la base, quant à eux, réagissent ensemble pour produire un sel.

L'équation générale d'une neutralisation acidobasique est la suivante :

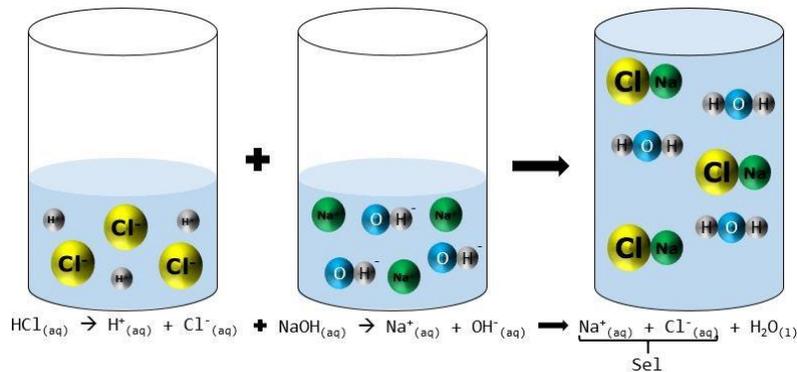
Cette réaction peut également être écrite sous la forme suivante :

Exemple

Détermine les produits des réactions suivantes.



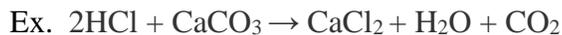
On peut aussi présenter une neutralisation selon le modèle particulaire :



En milieu aqueux, l'acide chlorhydrique (HCl) se sépare pour former deux ions, H^+ et Cl^- . La base, l'hydroxyde de sodium (NaOH), se dissocie également en ions, Na^+ et OH^- . Lorsqu'on mélange l'acide avec la base, les ions H^+ et OH^- réagissent ensemble pour former de l'eau. Les deux autres ions, Na^+ et Cl^- , s'unissent pour former le sel, le chlorure de sodium (NaCl).

En somme, lorsqu'on neutralise une substance, on veut ramener son pH le plus près possible de 7. Les ions H^+ et les ions OH^- doivent être en même quantité pour que la solution soit dite neutre.

En laboratoire, la neutralisation acidobasique se fait généralement à l'aide d'une burette et d'un indicateur acidobasique. Il faut ajouter quelques gouttes d'indicateur acidobasique dans la solution à neutraliser. Selon la couleur obtenue avec l'indicateur, il faudra neutraliser avec un acide (si la solution est basique) ou avec une base (si la solution est acide). Il faut ensuite ajouter de la solution neutralisante goutte à goutte jusqu'à ce que la solution soit neutralisée, soit jusqu'à ce qu'il y ait autant d'ions H^+ que d'ions OH^- .



Dans cette réaction de neutralisation, il y aura aussi une production de dioxyde de carbone (CO_2). On pourra donc observer de l'effervescence (création de bulles) lors de cette réaction.

Pratique : les acides et les bases

1. Définis un acide et une base. Décris leurs propriétés.
2. Que sont les produits d'une neutralisation entre un acide et une base?
3. Identifie lesquelles des substances suivantes sont des acides et lesquelles sont des bases. Ensuite, écris 5 réactions de neutralisation équilibrées. Utilise chaque composé au moins une fois.

HCl Ca(OH)₂ Mg(OH)₂ HF NaOH HCO₃ KOH CH₃COOH