CHIMIE

Collège Voltaire



(Elixir, Asmodée)

Polycopié d'exercices 1re DF

Version THZ 2.0

Remerciements

Les échanges multiples de documents entre collègues rendent difficile le référencement détaillé des sources d'un travail de synthèse comme ce polycopié. Ces exercices proviennent en partie de créations des enseignants du groupe de chimie du collège Rousseau mais aussi des polycopiés des groupes de chimie des autres collèges de Genève. Je remercie chaleureusement toute personne ayant contribué à ce travail. Si vous souhaitez une version électronique de ce document je peux vous la faire parvenir sur simple demande. Bonne lecture et bon travail.

Table des matières

1 Sécurité au laboratoire **4**

2 Théorie atomique et structure de l'atome **9**

3 Mole **32**

4 Structure électronique **40**

5 Liaisons chimiques, nombre d'oxydation, valence **57**

6 Structure tridimensionnelle et polarité **79**

7 État dissous **90**

8 Nomenclature inorganique **99**

9 Réactions chimiques **111**

(th) exercice reprenant des notions théoriques
(mo) exercice mettant l'accent sur la représentation au niveau moléculaire
(ex) exercice d'entraînement de compétence
★ exercice important, qui entraîne une ou des compétence(s) fondamentale(s)
(🌶) exercice « pimenté », un peu plus dur

1 Sécurité au laboratoire

Savoir et savoir-faire

☐ lister les risques associés à la manipulation de produits chimiques
☐ citer le risque associé à chaque pictogramme de sécurité et inversement
☐ présenter les parties du corps les plus vulnérables et les moyens de les protéger
☐ lister les règles de comportement spécifiques aux manipulations en laboratoire
☐ présenter les règles concernant les déchets produits lors du laboratoire
☐ indiquer la position des moyens de protection dans le laboratoire

Exercices

1.1 (th) Lister les parties du corps les plus vulnérables. Comment les protéger ?

Correctif 1.1 : Les parties du corps les plus vulnérables sont les muqueuses (yeux, bouche, poumons) et la peau, particulièrement où elle est fine (visage). On se protège principalement en faisant attention (travail propre et attentionné) ! Sinon, il y a des mesures personnelles, un équipement tel que blouse et lunettes, qui permet d'éviter les « petits » accidents. Ou il y a des mesures de protection de confinement du danger, telles qu'une chapelle (ou hotte, ou Sorbonne).

1.2 (th) Pourquoi est-il interdit de manger ou de boire dans un laboratoire ?

Correctif 1.2 : Des produits toxiques peuvent facilement se retrouver incorporés aux aliments. De plus, les doigts sont rarement totalement propres après manipulation. Et vu que la bouche est une porte d'entrée directe dans le corps pour les substances, il vaut mieux ne pas les y conduire. . .

1.3 (th) Les talons hauts sont interdits au laboratoire. Pourquoi ?

Correctif 1.3 : Une chute ou une perte d'équilibre alors que l'on transporte de la verrerie ou une substance potentiellement dangereuse peut avoir des conséquences dramatiques.

1.4 (th) Les cheveux longs doivent être attachés au laboratoire. Pourquoi ?

Correctif 1.4 : Il est important de bien voir ce que l'on fait au laboratoire. De plus, les cheveux peuvent s'enflammer facilement ou tremper dans les produits chimiques.

1.5 (th) J'ai fini mon travail au laboratoire. Que dois-je faire avant de partir ?

Correctif 1.5 : Vérifier que le gaz est bien fermé, ranger son matériel, récupérer les substances toxiques (dans les bidons adéquats), rincer la verrerie et l'amener dans les

paniers (au fond de la salle), nettoyer la place de travail et savonner ses mains.

1.6 (th) À la fin d'un laboratoire, je jette tous les liquides transparents dans l'évier mais on récupère ceux qui sont colorés. Vrai ou faux ?

Correctif 1.6 : Faux, la couleur et la toxicité ne sont pas liées. Tout est systématiquement récupéré sauf consigne contraire.

1.7 (th) Le laboratoire est fait pour expérimenter. Une fois mon travail effectué, je peux essayer d'autres combinaisons de produits chimiques selon mon bon vouloir. Vrai ou faux ?

Correctif 1.7 : Faux. Des combinaisons aléatoires peuvent donner un résultat inattendu et potentiellement (très) dangereux. Demandez à votre enseignant-e, qui acceptera peut-être des mélanges originaux, à l'aide de ses connaissances et de moyens de protection adéquats. . .

1.8 (th) Une fois que vous avez fini de manipuler des produits chimiques, vous pouvez arrêter de porter les lunettes de protection et enlever la blouse pour rédiger le rapport ou répondre aux questions. Vrai ou faux ?

Correctif 1.8 : Faux, vos camarades peuvent par inadvertance provoquer des projections de produits chimiques. On n'enlève sa blouse et ses lunettes qu'au moment où l'on sort du laboratoire ou que toutes les manipulations sont terminées !

1.9 (th) Durant un laboratoire, on évite de se toucher le visage. Pourquoi ?

Correctif 1.9 : La peau du visage est fine et de petites quantités de produits chimiques inoffensives sur les doigts peuvent faire des brûlures sur le visage. D'autant plus que l'on se lave/rince moins souvent/facilement le visage.

1.10 (th) Gaston travaille-t-il de façon conforme aux consignes de sécurité que vous avez reçues ?



Correctif 1.10 : La réponse est évidemment « Non ! ». Pas de blouse, pas de lunettes, travail dans un lieu non dédié à la manipulation de produits et non sécurisé, pas de

hotte alors que de la fumée (toxique ?) est produite, pas d'étiquetage aux normes, mélange approximatif, travail au-dessus des bouteilles « mères » risquant que le premier accident fasse réagir la totalité des substances (plus, donc plus d'effets).

1.11 (th) Après avoir manipulé des produits chimiques au laboratoire, vous sentez une sensation étrange sur l'un de vos doigts. Que faites-vous ?

Correctif 1.11 : Vous avertissez l'enseignant et rincez longuement (10 minutes) votre doigt sous l'eau courante.

1.12 ★ (th) Indiquez où se situe dans votre laboratoire la couverture anti-feu, l'extincteur, les anti-acides et anti-bases, les « rince-yeux », la douche ?

Correctif 1.12 : Cela dépend des laboratoires dans lesquels vous travaillez, évidemment. Mais vous devez toujours le savoir ! Vous ne pourrez pas y penser au moment de l'accident ! La grande partie de tout cela se trouve en général vers la sortie

1.13 ★ (th) Voici une liste de symboles de danger concernant les produits chimiques. Expliquez ce que signifie chaque symbole, présentez ce à quoi il faut faire attention et comment se protéger dans chaque cas.

a)  c)  e)  g)  i) 

b)  d)  f)  h)  j) 

Correctif 1.13 :

a)  Inflammable ou substance qui peut dégager des substances inflammables (au contact de l'eau). Ne pas approcher de flamme ou d'étincelle (ou même trop chauffer).

b)  Comburant (source d'oxygène, d'oxydant permettant d'enflammer des substances ou d'aggraver un incendie). (rarement manipulé au collège)

c)  Corrosif (pour la peau, les yeux et les métaux). Ne pas mettre dans n'importe quel récipient, éviter d'en renverser, bien se rincer les mains après usage.

d)  Irritant, nocif, sensibilisant, toxique. Il y a plusieurs niveaux de dangers, mais ce pictogramme est souvent accompagné d'un autre dans ce cas. Ne pas s'en mettre dans les yeux, la bouche ou en respirer. Bien se rincer les mains après usage.

e)  Toxicité aiguë (le symbole est assez clair. . .). Ne pas s'en mettre dans les yeux, la bouche ou en respirer. Bien se rincer les mains après usage.

f)  Explosif. Danger d'incendie, de souffle ou d'explosion. Ne pas chauffer et à manipuler avec précaution. (pas manipulé au collège)

g)  Cancérigène, mutagène, effet possible sur la reproduction, toxicité aiguë et effets sur le long terme. Éviter les contacts réguliers, bien se protéger en fonction des propriétés de la substance (volatile, lipophile,...). (pas manipulé au collège)

h)  Toxicité pour les organismes aquatiques. À éviter pour l'humanité, mais surtout, à pas mettre au lavabo !

i)  Radioactif ! Il faut porter un moyen de protection adéquat et/ou se protéger derrière une paroi suivant le type de radiation et les manipulations. (pas manipulé au collège)

j)  Dangers "biologiques" (micro-organismes pathogènes, « maladies », OGM) Il faut porter un moyen de protection adéquat et/ou se protéger avec une très bonne aération suivant le type de manipulations. (pas manipulé au collège)

1.14 ★ (th) Voici plusieurs phrases mentionnant un danger. Attribuez le pictogramme correspondant :

a) Peut provoquer le cancer par inhalation (H350i).

b) Nocif en cas d'ingestion (H302).

c) Peut provoquer une allergie cutanée (H317).

d) Très toxique pour les organismes aquatiques, peut entraîner des effets néfastes à long terme pour l'environnement aquatique (H410).

e) Peut altérer la fertilité (H360F).

f) Susceptible d'induire des anomalies génétiques (H341).

g) Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves (H314)

h) Dégage au contact de l'eau des gaz inflammables qui peuvent s'enflammer spontanément (H260)

Correctif 1.14 :

1. 

2.  ou 

3. 

4. 

5. 

6. 

7. 

8. 

2 Théorie atomique et structure de l'atome

Vocabulaire à comprendre et à maîtriser

atome	molécule	ion	modèle
nuage électronique	noyau atomique	particule élémentaire	électriquement neutre
électron	proton	neutron	élément
isotope	masse atomique	numéro atomique	nombre de masse

Symboles

e^-	n°	p^+	A
A_r	Z		

Compétences à maîtriser

☐ présenter la théorie atomique
☐ faire des liens entre la composition atomique et les propriétés macroscopiques
☐ expliquer ce qu'est un atome
☐ nommer les trois particules élémentaires de l'atome
☐ indiquer la charge et la masse simplifiée des trois particules élémentaires de l'atome
☐ spécifier où se trouvent les trois particules élémentaires dans un atome
☐ représenter un atome (nombre de chaque particule donné)
☐ comparer différents modèles de l'atome en spécifiant leurs limites
☐ comprendre qu'un électron ne peut pas être représenté comme une particule et ressemble plus à un nuage (probabilité de présence)
☐ indiquer le nombre de chaque particule élémentaire présente à l'aide de la notation des isotopes, et inversement
☐ expliquer la différence entre deux éléments chimiques
☐ expliquer la différence entre deux isotopes
☐ expliquer la différence entre un atome et un élément
☐ calculer la masse atomique d'un élément à partir des masses des isotopes
☐ donner la composition d'un atome à l'aide du tableau périodique

Exercices

Théorie atomique

2.1 ★ (th) Expliquez ce qu'est la théorie atomique.

Correctif 2.1 : La théorie atomique stipule que toute la matière (gaz, liquide, solide) est composée de petits objets minuscules et indivisibles, les atomes. Les organisations de ces atomes se font de manière proportionnelle, ce qui est illustré par les formules brutes. Ainsi, H_2O signifie un agencement de deux atomes d'hydrogène pour un atome d'oxygène. Il peut y avoir plusieurs combinaisons pour deux mêmes éléments, comme CO et CO_2ou FeO, Fe_3O_4ou Fe_2O_3par exemple.

2.2 (th) Comment sait-on qu'il y a des atomes dans la matière ?

Correctif 2.2 : La théorie a été imaginée vers 1850 par John Dalton sur la base de données expérimentales. C'est toujours le plus plausible actuellement par rapport aux données obtenues. Rien ne va à l'encontre de cette théorie pour le moment. Des moyens de mesure très élaborés confirment toujours cette idée scientifique près de 200 ans plus tard.

2.3 (th) Peut-on voir des atomes ou en faire des photos ?

Correctif 2.3 : Non, ils sont beaucoup trop petits. Même un microscope très puissant ne permettrait pas de les voir. Les représentations que l'on peut voir sont des schémas construits sur des données. Les données générées par des appareils de mesure ont été transformées en information visuelle.

2.4 (th) Est-ce que les atomes sont sphériques ?

Correctif 2.4 : C'est la représentation la plus pertinente car les électrons sont attirés par le noyau et la force se répartit en fonction d'un rayon. Toutefois, les noyaux atomiques ne sont pas tous sphériques et la répartition des électrons est définie par des formes géométriques qui ne sont pas toutes sphériques.

2.5 ★ (th) Est-ce que les "petits objets dans la matière" sont toujours des atomes ou toujours des molécules ?

Correctif 2.5 : Au cycle, on fait presque uniquement mention de molécules pour décrire la composition de la matière et comparer les états physiques. Ce n'est pas le cas. Il peut y avoir des atomes, des molécules, des ions et des agencements spécifiques sous forme de réseaux. Il convient donc de choisir le bon mot pour décrire

2.6 ★ (mo) Est-ce que je dois représenter les atomes ou les molécules par des sphères pour raisonner, par exemple sur les états physiques ?

Correctif 2.6 : Tout est possible, il s'agit de représentation. On peut donc choisir celle qui nous paraît la plus pertinente suivant ce que l'on souhaite représenter. Les sphères sont faciles à faire et pratiques. Toutefois, il est difficile de différencier un solide bien organisé d'un liquide désorganisé, avec une distance intermoléculaire similaire, en utilisant des sphères.

2.7 ★ (mo) Comment une représentation moléculaire d'un état physique permet-elle d'expliquer les propriétés macroscopiques (observables, manipulables) ?

Correctif 2.7 : En connaissant l'organisation des composants, on peut raisonner et extrapoler une manière d'interagir même à plus grande échelle. Par exemple, sans espace entre les atomes ou molécules dans les liquides et les solides, on "voit" qu'il n'est pas possible de les pousser plus les uns contre les autres. Il sont incompressibles. Ce n'est pas le cas d'un gaz que l'on peut comprimer ou détendre car il y a un espace important entre les atomes/molécules et qu'il occupe tout l'espace disponible.

2.8 ★ (ex) Dans chaque cas, comparez la propriété indiquée entre parenthèse à l'aide des représentations moléculaires ? (densité = masse volumique)

a) (densité) deux gaz qui occupent le même espace, mais composés d'atomes différents en même quantité.
b) (densité) deux fois le même liquide qui occupe le même espace, mais avec plus d'espace entre les molécules.
c) (point d'ébullition) deux liquides, dont l'un a nettement plus de forces d'attraction entre les molécules que l'autre.
d) (point de fusion) deux solides, dont l'un a des molécules avec une forme géométrique permettant une bonne imbrication alors que l'autre pas.

Correctif 2.8 : En réfléchissant sur les propriétés et les interactions entre les objets nanoscopiques, on peut en déduire une propriété mesurable en laboratoire. Ici, il a été choisi de donner les explications qu'avec des mots, mais une représentation permet souvent un raisonnement plus clair.

a) La densité correspond à la masse volumique, soit la masse pour un volume donné. Comme il s'agit d'après l'énoncé du même volume (même espace) mais avec des atomes différents, on peut considérer qu'il y aura une masse différente dans un même volume, et donc une densité différente. Par exemple, de l'hélium, très léger, aura une masse volumique plus faible que du xénon, plus lourd, s'ils occupent le même espace et qu'il y en a la même quantité.
b) il s'agit des mêmes molécules, qui ont donc la même masse. Comme il y a plus d'espace entre les molécules dans l'un des cas, il y aura moins de molécule dans le même espace. Ainsi, le volume sera le même mais avec moins de molécules et donc moins de masse, la densité sera plus faible.
c) le point d'ébullition représente le point énergétique (température) où les molécules de liquide se séparent pour former un gaz. S'il y a plus de forces d'attraction, il sera plus difficile de séparer les molécules, il faudra donc plus d'énergie pour cela et le point d'ébullition sera plus élevé.

d) le point de fusion représente le point énergétique (température) où les molécules de solide se désorganisent pour former un liquide. Si les molécules s'imbriquent bien, il sera plus facile, moins énergétique de les conserver ensemble. A l'inverse, une mauvaise imbrication signifie qu'il faudra moins d'énergie pour désorganiser le solide, le point de fusion sera donc plus bas.

Structure de l'atome

2.9 ★ (th) Qu'est-ce qui compose un atome ? Comment est-ce agencé ? Comment le sait-on (cf. histoire de la chimie) ?

Correctif 2.9 : Un atome est composé de proton(s), neutron(s) et électron(s). Le noyau, central, contient les protons et les neutrons. Les électrons se trouvent autour du noyau (très loin !).
Sir Joseph John Thomson (1856-1940) a découvert l'électron et a démontré, en 1895, que l'électron était une particule subatomique (c'est-à-dire composant l'atome) et possédait des propriétés corpusculaires. Il a fait passer un courant dans des métaux qui ont émis des particules, chargées négativement car déviées par un champ électrique. Celles-ci étaient capables d'actionner une « petite roue » placée dans le dispositif (James Crooke).
En 1919, Rutherford prouve également que le noyau de l'atome d'hydrogène est présent dans les autres noyaux à l'aide de particules envoyées sur une très fine feuille d'or, qui lui aussi contenait le même noyau que l'hydrogène. Il a baptisé ce « noyau de base » le proton.
Les physiciens allemands Walter Bothe et Herbert Becker avaient remarqué qu'une plaque de béryllium bombardée avec des particules a provenant d'un échantillon de polonium - un élément extrêmement radioactif émettait des rayonnements neutres possédant beaucoup d'énergie. Chadwick mesure l'énergie de protons qui sont arrachés par l'impact de ce rayonnement sur de la paraffine et en conclu que le rayonnement en question consiste en des particules électriquement neutres dont la masse est égale à celle du proton et qu'il baptise neutron.

2.10 ★ (th) Dans un atome, que peut-on dire sur le nombre :

a) de protons par rapport au nombre d'électrons ?

b) de neutrons par rapport au nombre de protons ?

c) d'électrons par rapport au nombre de neutrons ?

Correctif 2.10 : Un atome est un agencement électriquement neutre.

a) Il y a autant de protons que d'électrons.

b) Aucun lien, si ce n'est qu'un nombre très différent induit un noyau instable (et donc radioactif).

c) Aucun lien, mais vu que le nombre d'électrons est le même que le nombre de protons, on peut faire la même remarque qu'au point b.

2.11 ★ (th) Pourquoi y a-t-il plusieurs modèles de l'atome ?

Correctif 2.11 : Premièrement, parce qu'historiquement, on a compris de plus en plus de choses sur la structure de l'atome. Il y a donc eu plusieurs modèles. De plus, certains sont toujours utilisés car ils présentent des avantages pour expliquer certaines notions. Il n'est pas toujours nécessaire d'avoir le modèle le plus complexe, d'autant plus qu'un modèle n'est JAMAIS la réalité ! Ainsi, on choisit la représentation qui paraît la meilleure suivant l'explication souhaitée.

2.12 (th) Comparez la théorie atomique et la théorie élémentale. Laquelle dominait à quelles périodes de l'Histoire ? Pourquoi ?

Correctif 2.12 : Démocrite, philosophe grec (460-370 avant J.-C.), proposa le concept de matière constituée d'une infinité de particules atomiques (du grec « a-tomos », qu'on ne peut diviser), de minuscules briques. Selon Aristote, philosophe et savant grec (384-322 avant J.-C.), le monde était constitué de quatre éléments : le Feu, l'air, l'Eau, la Terre. Vu que les données expérimentales donnaient plutôt raison à Aristote, la théorie élémentale a été conservée jusqu'au début/milieu du XIXe.
Henry Cavendish (1731-1810) a effectué la première synthèse de l'eau, à partir des gaz hydrogène et oxygène (qu'il isola). L'eau n'est donc pas élémentaire ! De plus, Lavoisier (1743-1794) a montré que l'air est composé de 1/6 d'oxygène et de 5/6 d'azote et n'est donc pas élémentaire ! Dalton et d'autres chimistes ont donc proposé la théorie atomique, comme Démocrite. Celle-ci est toujours valable.

2.13 (th) Écrivez la notation d'un isotope au choix et indiquez le nombre de chaque particule élémentaire qu'il contient.

Correctif 2.13 : ${}^{24}_{11}\mathrm{Na}$ par exemple. Il s'agit d'un isotope de l'élément sodium car il contient 11 protons. Il y a donc également 11 électrons (électriquement neutre). Le nombre de neutrons équivaut à la soustraction du numéro atomique (Z) au nombre de masse (A). Dans ce cas, $24 - 11 = 13$ neutrons.

2.14 ★ (th) Est-ce que le nombre d'électrons portés par un atome peut nous aider à identifier cet atome ? Expliquez votre réponse

Correctif 2.14 : Oui, vu que l'atome est neutre, le nombre de protons, positifs, est égal au nombre d'électrons, négatifs. Et si l'on connaît le nombre de proton, l'élément est défini. Attention, s'il s'agit d'un ion, le nombre de protons et d'électrons ne sera pas le même et il faudra connaître la charge du ion pour calculer le nombre de protons.

2.15 (th) Pourquoi la connaissance du numéro atomique nous permet-elle de déduire le nombre d'électrons contenus dans un atome ?

Correctif 2.15 : Le numéro atomique (Z) correspond au nombre de protons dans l'atome. L'atome étant neutre, il y a autant d'électrons.

2.16 ★ (th) Pourquoi le nombre de masse n'est pas suffisant pour connaître l'identité d'un atome ?

Correctif 2.16 : Le nombre de neutrons est variable pour un même élément, lui-même défini par le nombre de protons (cf. définition des isotopes). Deux atomes appartenant à des éléments différents peuvent avoir le même nombre de masse (mais ils ont un nombre différent de protons et de neutrons) : $^{58}_{26}$Fe et $^{58}_{28}$Ni.

2.17 ★ (th) Expliquer la notion d'isotope

Correctif 2.17 : Sont isotopes les atomes avec le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différents, avec un nombre de masse différents. Les propriétés chimiques sont majoritairement les mêmes, à moins que le noyau soit peu stable. On parle alors d'isotope radioactif, dont le noyau va se désintégrer.

2.18 ★ (th) Expliquez la différence entre un atome et un élément.

Correctif 2.18 : En résumé, c'est un peu comme si on compare un humain, chose tangible et existante, et l'humanité, un concept construit qui ne peut être manipulé. Un atome est une chose tangible, un ensemble électriquement neutre de protons, neutrons et électrons. Un élément n'est pas une chose tangible comme un atome individuel, mais un concept qui regroupe l'ensemble de certains atomes, ceux qui possèdent un même nombre de protons mais pas forcément le même nombre de neutrons (isotopes). Un élément est une « moyenne d'isotopes », et donc une « moyenne d'atomes » avec le même nombre de protons. Ce concept englobe également de ce qui n'est pas modifié lors d'une réaction chimique, même si le nombre d'électrons peut varier. Le seul point commun pour un même élément est donc bien le nombre de protons, le nombre de neutrons ou d'électrons pouvant varier.

2.19 (th) Complétez :

a) Un élément est un ensemble d'atomes possédant le même nombre de .....
b) Sont isotopes d'un élément les atomes qui ont le même nombre de ..... et un nombre différent de .....

Correctif 2.19 :

a) Un élément est un ensemble d'atomes possédant le même nombre de **protons**.
b) Sont isotopes d'un élément les atomes qui ont le même nombre de **protons** et un nombre différent de **neutrons**.

2.20 (th) Complétez le texte ci-dessous avec des chiffres ou avec les mots de la liste suivante :

atome - élément - noyau - proton - neutron - électron - neutre - numéro atomique - nombre de masse - isotope

Tous les atomes d'un même élément ont un nombre égal de/d' ..... dans leur noyau. Ce nombre est appelé ..... . À moins d'une indication contraire,

un atome est électriquement ..... , c'est-à-dire qu'il y a autant de/d' ..... que de/d' ..... . En conséquence, le numéro atomique indique à la fois le nombre de/d' ..... et le nombre de/d'..... Il est également possible de déduire le nombre de neutrons à partir du ..... . Ce dernier correspond grosso modo à la somme des ..... et des ..... contenus dans le ..... d'un atome. Puisque le numéro atomique indique le nombre de/d' ....., il est possible de déterminer la quantité de neutrons en soustrayant le ..... du .....

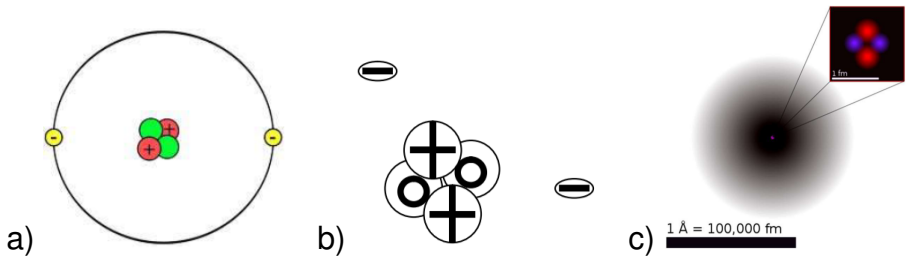
Comme il l'a déjà été dit, tous les atomes d'un élément possèdent le même nombre de/d' ..... (sinon, il ne s'agirait pas du même ..... .), mais certains ont plus de/d' ..... que d'autres, et par conséquent, pèsent plus lourd. Les différentes formes atomiques d'un même élément s'appellent des ..... Prenons, par exemple, le carbone, dont le numéro atomique est ..... . On trouve dans la nature trois isotopes de cet ..... . Le plus courant est le carbone ..... .Il constitue environ 99% du carbone naturel et possède ..... neutrons. La majeur partie du 1% restant consiste en atome de l'isotope carbone 13, qui a sept ..... . Quant au troisième isotope, le carbone 14, il a huit ..... .

Correctif 2.20 : Tous les atomes d'un même élément ont un nombre égal de **protons** dans leur noyau. Ce nombre est appelé **numéro atomique**. À moins d'une indication contraire, un atome est électriquement **neutre**, c'est-à-dire qu'il y a autant de **protons** que **d'électrons**. En conséquence, le numéro atomique indique à la fois le nombre de **protons** et le **nombre d'électrons**. Il est également possible de déduire le nombre de neutrons à partir du **nombre de masse**. Ce dernier correspond grosso modo à la somme des **protons** et des **neutrons** contenus dans le **noyau** d'un atome. Puisque le numéro atomique indique le nombre de **protons**, il est possible de déterminer la quantité de neutrons en soustrayant le **numéro atomique** du **nombre de masse**.

Comme il l'a déjà été dit, tous les atomes d'un élément possèdent le même nombre de **proton** (sinon, il ne s'agirait pas du même **élément**), mais certains ont plus de **neutrons** que d'autres, et par conséquent, pèsent plus lourd. Les différentes formes atomiques d'un même élément s'appellent des **isotopes**. Prenons, par exemple, le carbone, dont le numéro atomique est **6**. On trouve dans la nature trois isotopes de cet élément. Le plus courant est le carbone **12**. Il constitue environ 99% du carbone naturel et possède **6** neutrons. La majeur partie du 1% restant consiste en atome de l'isotope carbone 13, qui a sept **neutrons**. Quant au troisième isotope, le carbone 14, il a huit **neutrons**.

2.21 ★ (mo) Donnez le symbole chimique (notation de l'isotope) de l'hélium-4 et modélisez-le (dessinez-le) avec un maximum de détail.

Correctif 2.21 : ${}^{4}_{2}\mathrm{He}$, dont voici plusieurs représentations :



Les représentations (a) et (b) ont l'avantage de la simplicité mais les échelles ne sont absolument pas respectées. De plus, l'image (a) évoque des électrons tournant comme des satellites, ce qui est erroné. La représentation (c) est plus correcte mais il n'y a aucun moyen de connaître le nombre d'électrons.

2.22 ★ (mo) Pourquoi les atomes n'ont-ils pas tous la même taille ?

Correctif 2.22 : Il y a certes plus ou moins de protons et de neutrons, mais ils sont confinés dans le noyau, qui est très petit par rapport à la taille totale de l'atome. C'est donc principalement le nombre d'électrons et leur organisation qui impacte la taille globale d'un atome. Des exemples précis se trouvent à la p.244 de la table CRM. En revanche, la masse de l'ensemble est très majoritairement due à la composition du noyau, au nombre de protons et de neutrons.

2.23 (mo) Comment la taille d'un atome qui a perdu un électron (ensemble positif que l'on appelle un cation), serait-elle modifiée par rapport à l'atome ? Et si un électron était ajouté (ensemble négatif que l'on appelle un anion) ? (✒)

Correctif 2.23 : En enlevant un électron, il y en aura logiquement moins, ce qui réduira un peu la taille de l'atome. Mais l'effet le plus important vient du fait que la charge positive globale (tous les protons du noyau) est plus grande que la charge négative globale (tous les électrons autour). Ainsi, les électrons dans un cation sont plus attirés que dans l'atome correspondant, ce qui réduit significativement la taille. A l'inverse, selon le même raisonnement, le gain d'un électron va significativement augmenter la taille. Des exemples précis comparatifs se trouvent à la p.244 de la table CRM

2.24 ★ (mo) Le diamètre « standard » d'un atome est d'environ 10^{-10} m (0,1 nanomètre, 1 Ångström) alors que le diamètre d'un noyau, composé de plus petites particules encore, est d'approximativement 10^{-15} m (un femtomètre).

a) Combien de fois plus petit est le noyau par rapport à l'atome ?

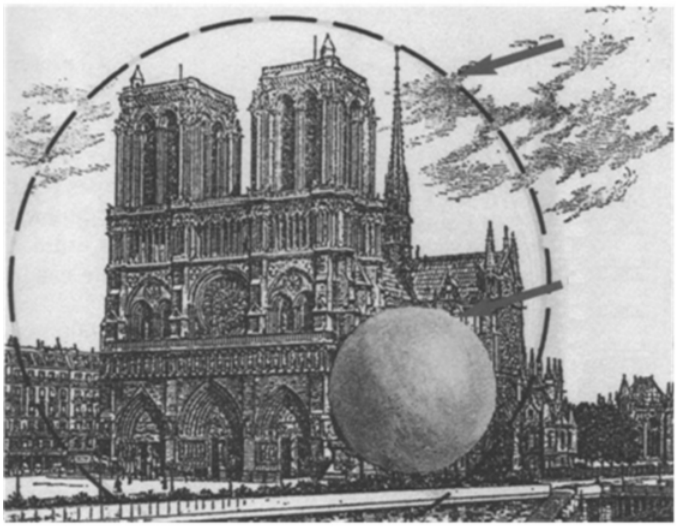
b) Combien d'atomes sont alignés dans la longueur du tiret suivant : _ (longueur 1 mm) ?

c) Si le noyau d'un atome faisait la taille de ce point • (diamètre 1 mm), quelle serait, toutes proportions gardées, la taille d'un atome entier ?

d) De quoi est faite la majeure partie du volume d'un atome ?

e) Quelle est la dimension de l'atome et du noyau en Ångström ?

f) Expliquez la signification des images ci-dessous à l'aide des réponses précédentes :





Correctif 2.24 :

a) 10^5 fois, ce qui correspond à 100'000 fois plus petit.

b) Le trait fait environ un millimètre (10^{-3} m). Vu qu'un atome mesure 10^{-10} m, on peut en mettre 10^7, soit 10'000'000, 10 millions.

c) Vu que le noyau est 100'000 fois plus petit, le noyau serait 100'000 fois plus grand que ce point d'environ 1 mm (10^{-3} m) de diamètre. Cela correspond à 100 m (10^2 m).

d) De vide ! Il n'y a rien entre le noyau et les électrons... 1 Ångström = 10^{-10} m. Donc l'atome fait 1 Å et le noyau 10^{-5} Å.

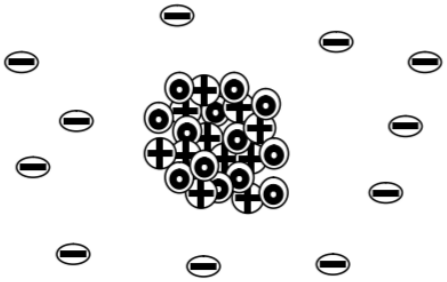
e) Si le noyau était grand comme Notre Dame de Paris, un de ses composants (proton ou neutron) mesurerait environ 1/4 de cette hauteur et les premiers électrons seraient ailleurs en Europe (Valence, en Espagne , Edimbourg ou Glasgow en Grande-Bretagne, un peu plus loin que Hambourg en Allemagne, Zagreb en Croatie, pas loin de Rome en Italie). Entre ces points et Notre Dame, il n'y aurait que du vide « absolu » (=RIEN).

2.25 ★ (mo) Représentez la composition des noyaux suivants :

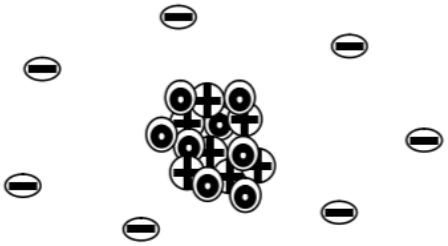
a) $^{24}_{11}$Na
b) $^{15}_{7}$N
c) $^{59}_{28}$Fe
d) ^{15}O
e) ^{14}C

Correctif 2.25 : À nouveau, on peut utiliser plusieurs représentations. Celle qui a été choisie n'est pas la plus juste, mais est assez correcte et plutôt facile à utiliser et à comprendre. Le problème réside principalement dans la répartition des électrons, comme nous le verrons par la suite. Ils sont mis de manière totalement aléatoire ici, ce qui est faux.

a) 11 protons, 11 électrons, $24 - 11 = 13$ neutrons

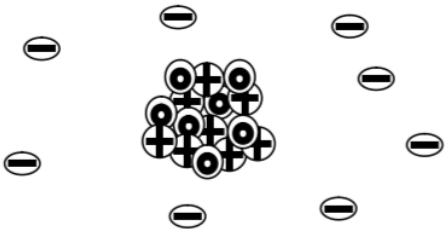


b) 7 protons, 7 électrons $15 - 7 = 8$ neutrons

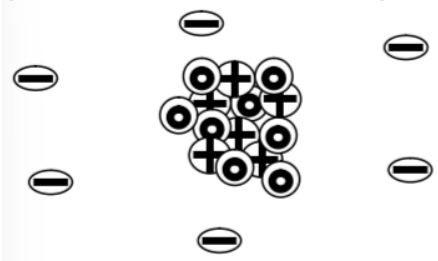


c) ATTENTION ! Il s'agit d'un « méchant piège caché ». Le fer n'a pas 28 protons, mais 27 ! ! Cet isotope n'existe pas !

d) L'élément indique la valeur de Z soit 8 protons, 8 électrons, $15 - 8 = 7$ neutrons.



e) L'élément indique la valeur de Z soit 6 protons, 6 électrons, $14 - 6 = 8$ neutrons.



2.26 (ex) Combien y a-t-il de neutrons dans chacun des atomes suivants ?

a) ^{235}U
b) ^{60}Co
c) ^{12}C
d) ^{35}Cl

Correctif 2.26 : Nombre de neutrons = $A - Z$

a) $235 - 92 = 143$ neutrons
b) $60 - 27 = 33$ neutrons
c) $12 - 6 = 6$ neutrons
d) $35 - 17 = 18$ neutrons

2.27 ★ (ex) Complétez le tableau ci-dessous :

nom de l'élément	symbole de l'atome	Z	nombre de neutrons	A
	^{32}S			
		8	8	
		8		18
potassium			20	

Qu'ont en commun les deux atomes d'oxygène figurant dans ce tableau ?

Correctif 2.27 : Le nombre de protons définit l'élément, et inversement. Nombre de neutrons = $A - Z$.

nom de l'élément	symbole de l'atome	Z	nombre de neutrons	A
soufre	^{32}S	**16**	**16**	**32**
oxygène	$^{16}\mathbf{O}$	8	8	**16**
oxygène	$^{18}\mathbf{O}$	8	**10**	18
potassium	$^{39}\mathbf{K}$	**19**	20	**39**

Les deux oxygènes ont le même nombre de protons (et d'électrons), et appartiennent donc au même élément (oxygène). Ils en ont toutes les propriétés. Mais leur nombre de neutrons diffère, ce sont deux isotopes de l'oxygène (l'oxygène-20 est instable et radioactif, il se casse en moins de 15 secondes).

2.28 (ex) Complétez le tableau ci-dessous, en faisant des choix si cela est nécessaire :

nom de l'atome	symbole	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre d'électrons	Z	A
hélium			2			
		12				
hydrogène		1				1
oxygène			8			
étain						120
				10	11	
			36			64

Correctif 2.28 : Le nombre de protons définit l'élément, et inversement. Nombre d'électrons = nombre de protons ; nombre de neutrons = A- Z.

nom de l'atome	symbole	nombre de protons	nombre de neutrons	nombre d'électrons	Z	A
hélium	^{4}**He**	**2**	2	**2**	**2**	**4**
magnésium	^{24}**Mg** *	12	**12** *	**12**	**12**	**24** *
hydrogène	^{1}**H**	1	**0**	**1**	**1**	1
oxygène	^{16}**O**	**8**	8	**8**	**8**	**16**
étain	^{120}**Sn**	**50**	**70**	**50**	**50**	120
sodium	^{23}**Na** *	**10**	**12** *	10	11	**23** *
nickel	^{64}**Ni**	**28**	36	**28**	**28**	64

* = plusieurs isotopes possibles. Un seul est indiqué, arbitrairement (le plus logique d'après la valeur de la masse atomique)

2.29 (ex) Quel est l'atome dont le nombre de masse est de 112 et le numéro atomique égal à 48 ? Donnez le nombre de chacune des particules qui le composent.

Correctif 2.29 : Z = 48 définit l'atome de cadmium et A = 112 indique l'isotope précis, le ^{112}Cd. Le nombre de neutrons vaut A – Z, soit 112 – 48 = 64. Un atome de ^{112}Cd est donc constitué de 48 protons, 64 neutrons et 48 électrons.

2.30 ★ (ex) Donnez deux exemples d'isotopes pour lesquels le nombre de protons est le même que celui des neutrons.

Correctif 2.30 : Il y a des exemples dans les tableaux précédents : ^{32}S, ^{24}Mg, ^{16}O, ^{2}H

(chercher et s'aider de la table CRM aux pages 227 à 229).

2.31 ★ (ex) Citez un point commun et une différence entre le fluor-19 et le fluor-20.

Correctif 2.31 : Ils ont le même nombre de protons (9) mais un nombre de neutrons différent (respectivement 10 et 11). Il s'agit donc de deux atomes du même élément, mais avec une masse différente. Ce sont deux isotopes du fluor.

2.32 ★ (ex) Soit un atome de sodium-23. Quel serait le symbole si :

a) on pouvait lui ajouter un proton.

b) on pouvait lui ajouter un neutron.

c) on pouvait lui enlever un électron

Correctif 2.32 : Dans deux cas, le nombre d'électrons ne sera plus égal au nombre de protons. Il y aura des ions produits (=atome avec une charge).

a) Ajouter un proton change l'élément, augmente A et ajoute une charge positive (formation d'ion) : $^{24}Mg^{+}$

b) Ajouter un neutron ne fait qu'augmenter A (autre isotope) : ^{24}Na

c) Enlever un électron ne change pas d'élément, ni A et implique une charge positive (charge négative enlevée, formation d'ion) : $^{23}Na^{+}$

2.33 ★ (ex) Combien de chaque nucléon se trouvent dans les isotopes suivants :

a) $^{24}_{11}Na$

b) $^{148}_{58}Ce$

c) $^{59}_{26}Fe$

d) ^{97}Tc

e) ^{137}Ba

f) $^{17}O^{2-}$

Correctif 2.33 : A - Z = nombre de neutrons. Z = nombre de protons = nombre d'électrons (sauf si ce n'est pas un atome mais un ion). Charge « + » = plus de protons que d'électrons, charge « - » = plus d'électron que de protons. Plusieurs charges = plus qu'un de différence entre les protons et les électrons.

a) 11 protons, 11 électrons, 13 neutrons

b) 58 protons, 58 électrons, 90 neutrons

c) 26 protons, 26 électrons, 33 neutrons

d) 43 protons, 43 électrons, 54 neutrons

e) 56 protons, 56 électrons, 81 neutrons

f) 8 protons, 10 électrons (8+2), 9 neutrons

2.34 ★ (ex) Utilisez la notation correcte pour les isotopes ci-dessous :

a) 12 protons, 16 neutrons

b) 19 protons, 26 neutrons

c) 46 protons, 55 neutrons
d) 58 protons, 76 neutrons
e) 56 neutrons, 40 électrons
f) 46 neutrons, 51 électrons
g) 37 protons, 55 neutrons, 37 électrons
h) 20 protons, 22 neutrons, 18 électrons (✒)
i) 17 protons, 20 neutrons, 18 électrons (✒)

Correctif 2.34 : Il n'est pas obligatoire d'indiquer Z (en bas à gauche). On estime qu'il s'agit d'atome, et donc que le nombre d'électrons équivaut au nombre de protons, sauf indication contraire comme pour les deux derniers cas.

a) $^{28}_{12}Mg$
b) $^{45}_{19}K$
c) $^{101}_{46}Pd$
d) $^{134}_{58}Ce$
e) $^{96}_{40}Zr$
f) $^{97}_{51}Sb$
g) $^{92}_{37}Rb$
h) $^{42}_{20}Ca^{2+}$
i) $^{37}_{17}Cl^{-}$

2.35 ★ (ex) Précisez dans chaque cas s'il s'agit de deux isotopes ou pas :

a) $^{24}_{11}Na$ et $^{23}_{11}Na$
b) ^{97}Tc et ^{105}Tc
c) ^{15}O et ^{15}N
d) $^{148}_{58}Ce$ et $^{148}_{59}Ce$

Correctif 2.35 : Isotope = même élément (même Z, même nombre de protons), mais A différent (masse différente car nombre de neutrons différent).

a) oui, cela correspond à la définition.
b) oui, même si le nombre de masse est très différent.
c) non, il ne s'agit pas du même élément.
d) non, il ne s'agit pas du même élément (notation erronée, nombre de protons différent).

2.36 (ex) Considérant l'isotope le plus abondant, à quel élément appartient un atome : (✒)

a) dont la somme des protons et des neutrons vaut 80 ?
b) dont le numéro atomique vaut la moitié de la masse atomique de l'argent ?
c) dont la somme des protons et des électrons vaut 26 ?

Correctif 2.36 :

a) Il y a plusieurs possibilités, mais le brome est le plus plausible.
b) 108 / 2 = 54. Le xénon.
c) 26 / 2 = 13 (même nombre de chaque). Il y a donc 13 protons, ce qui correspond à l'aluminium.

2.37 ★ (ex) Un atome possède 70 neutrons et 51 protons.

a) Quel est son nombre de masse ?

b) A quel élément appartient-il ?

c) Proposez un autre isotope de cet élément.

Correctif 2.37 :

a) A = 70 + 51 = 121

b) Z = 51. L'antimoine, de symbole Sb.

c) ^{122}Sb

2.38 (ex) L'isotope principal de l'élément chrome et celui de l'élément vanadium ont-ils le même nombre de neutrons ? Justifiez votre réponse. (✒)

Correctif 2.38 : Oui. Cr a 24 protons (52 - 24 = 28 neutrons) et V a 23 protons (51 - 23 = 28 neutrons)

2.39 (ex) Les isotones sont des nuclides qui ont le même nombre de neutrons. (✒)

a) Donnez un isotone du carbone-14.

b) Quels isotopes de l'argon et du calcium sont des isotones du potassium-40.

c) Quels sont les isotopes du nickel et du chrome sont isotones du fer-56 ?

Correctif 2.39 : Nombre de neutrons = A − Z. La page 186 de la table CRM est très utile.

a) Le carbone-14 a 14 − 6 = 8 neutrons. Il y a plusieurs possibilités. oxygène-16, azote-15.

b) Le potassium-40 a 40 − 19 = 21 neutrons. Les isotones demandés sont donc $^{39}_{18}$Ar et $^{41}_{20}$Ca, que l'on trouve en prenant le numéro atomique de l'élément demandé et en ajoutant 21 pour le nombre de masse.

c) Le fer-56 a 56 − 26 = 30 neutrons. Les isotones demandés sont donc $^{58}_{28}$Ni et $^{54}_{24}$Cr, que l'on trouve en prenant le numéro atomique de l'élément demandé et en ajoutant 30 pour le nombre de masse.

2.40 (ex) Soit le noyau d'uranium-238

a) Combien contient-il de neutrons ?

b) Sachant que la masse du neutron vaut $1{,}6749 \cdot 10^{-27}$ kg, que la masse du proton vaut $1{,}6726 \cdot 10^{-27}$ kg et que la masse d'un noyau de est voisine de $3{,}977 \cdot 10^{-27}$ kg, que constatez-vous ? (✒)

Correctif 2.40 : L'uranium a 238 − 92 = 146 neutrons. Il y a une différence de masse entre la masse des composants séparés et la masse finale, à cause de l'énergie formée, comme l'indique l'équation d'Einstein, $E = m \times c^2$.

$m_{\text{atome Uranium}} = 92 \cdot m_{\text{protons}} + 92 \cdot m_{\text{électrons}} + 146 \cdot m_{\text{neutrons}}$
$m_{\text{atome Uranium}} \simeq 92 \cdot m_{\text{protons}} + 146 \cdot m_{\text{neutrons}} = 92 \cdot 1{,}6726 \cdot 10^{-27}\ \text{kg} + 146 \cdot 1{,}6749 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$
$= 1{,}539 \cdot 10^{-27}\ \text{kg} + 2{,}445 \cdot 10^{-27}\ \text{kg} = 3{,}984 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$ (et pas $3{,}977 \cdot 10^{-27}\ \text{kg}$)

2.41 (ex) Lisez cet extrait de « Nous les dieux » de Bernard Werber. L'auteur commet deux erreurs grossières. Lesquelles sont-elles ? Justifiez votre réponse.
« Héphaïstos reprend son cours :
- Dans le chaudron originel tous les éléments sont séparés. À vous de rassembler harmonieusement les trois forces élémentaires : l'électron négatif, le neutron neutre et le proton positif afin de parvenir à la première architecture fondamentale, l'atome. Attention, il ne suffit pas d'associer les ingrédients, il importe aussi de bien les situer. Chaque électron doit être placé sur la bonne orbite sinon il se détache. Cette matière qui nous entoure, si nous pouvions l'observer avec des microscopes suffisamment puissants, nous constaterions qu'elle est essentiellement constituée de vide. C'est l'agitation de ces particules qui produit l'effet de matière. Bien, passons au premier exercice : fabriquer de l'hydrogène. Pour cet atome simple, un noyau et un électron suffiront. L'hydrogène est notre première création ex nihilo. Nous la réussissons tous sans trop de difficulté.
- Passez à l'hélium. Deux électrons et un proton.
Là encore, aucun problème. Héphaïstos nous invite alors à donner libre cours à notre créativité.»

Correctif 2.41 : « Chaque électron doit être placé sur la bonne orbite sinon il se détache » Les électrons n'orbitent pas ! ET « Passez à l'hélium. Deux électrons et un proton » : l'hélium a 2 protons et 2 électrons (deux neutrons suivant l'isotope)

2.42 (ex) L'ingénieur Wolff décrit le fonctionnement d'une « pile » nucléaire (réacteur nucléaire) à Tintin et au capitaine Haddock.



a) Expliquez en détail ce qui différencie l'U-238 de l'U-235 radioactif (votre réponse ne doit pas porter sur la radioactivité de l'U-235).

b) Complétez la phrase suivante par le terme scientifique approprié : « l'U-238 et l'U-335 sont deux ..... de l'uranium ».

c) Proposez une autre manière de symboliser ce même U-235.

Correctif 2.42 : Et oui, on trouve même des exercices dans les BDs...

a) Il s'agit de deux isotopes du même élément, l'uranium. Ils n'ont pas le même nombre de neutrons (143 / 146) mais le même nombre de protons.

b) Complétez la phrase suivante par le terme scientifique approprié : « l'U-238 et l'U-335 sont deux **isotopes** de l'uranium ».

c) $^{235}_{92}$U.

2.43 (ex) Soient $^{3}_{1}$X et $^{23}_{11}$X

a) A quels éléments ces isotopes appartiennent-ils ?

b) Combien de neutrons contiennent-ils chacun ?

Correctif 2.43 : Le nombre de protons est indiqué (=Z). Le nombre de neutrons se trouvent en calculant A − Z. $^{3}_{1}$H (hydrogène avec deux neutrons) et $^{23}_{11}$Na (sodium avec 12 neutrons).

2.44 ★ (ex) Indiquez le bon symbole pour les atomes ou ions A, B, C et D :

atome ou ion	A	B	C	D
nombre d'électrons	10	18	5	36
nombre de protons	7	19	5	35
nombre de neutrons	7	20	5	45
symbole ?				

a) Lesquels de ces espèces sont neutres ?

b) Lesquels ont une charge positive ou négative ?

Correctif 2.44 : S'il y a autant de protons que d'électrons, la charge est neutre. S'il y a plus de protons que d'électrons, il y a une charge positive. S'il y a plus d'électrons que de protons, il y a une charge négative. Le total de la charge dépend de la différence entre les protons et les électrons.

A = $^{14}_{7}N^{3-}$ B = $^{39}_{19}K^{+}$ C = $^{10}_{5}$B D = $^{81}_{35}Br^{-}$

2.45 (ex) L'abondance relative des différents isotopes du fer se trouve ci-dessous. Calculez la masse atomique du fer et comparez-la avec celle que l'on trouve dans le tableau périodique.

^{54}Fe (5,8%) ^{56}Fe (91,8%) ^{57}Fe (2,1%) ^{58}Fe (0,3%)

Correctif 2.45 : $A_r(Fe) = \frac{5,8}{100} \cdot 54 + \frac{91,8}{100} \cdot 56 + \frac{2,1}{100} \cdot 57 + \frac{0,3}{100} \cdot 58 = 55,911\ u\ (ou\ g/mol)$
Cette valeur est légèrement différente de celle obtenue dans le tableau périodique car les chiffres utilisés ici (masses ET pourcentages) sont des valeurs approximées.

2.46 ★ (ex) À l'aide de la table CRM, calculez la masse atomique moyenne des éléments suivants :

a) argon
b) manganèse
c) brome
d) silicium

Correctif 2.46 : Le calcul r éalisé à l'exercice précédent utilise la masse simplifiée de l'isotope (c'est à dire équivalente au nombre de masse A). En réalité, l'isotope a une masse légèrement différente de celle-là. Elle n'est pas calculable et sera toujours donnée (ici, grâce à la table CRM p.186)

a) $A_r(Ar) = \frac{0,337}{100} \cdot 35,96755 + \frac{0,063}{100} \cdot 37,96273 + \frac{99,6}{100} \cdot 39,96238 = 39,948\ u\ (ou\ g/mol)$
b) $A_r(Mn) = \frac{100}{100} \cdot 54,93805 = 54,938\ u\ (ou\ g/mol)$
c) $A_r(Br) = \frac{50,69}{100} \cdot 78,91834 + \frac{49,31}{100} \cdot 80,91629 = 79,904\ u\ (ou\ g/mol)$
d) $A_r(Si) = \frac{92,23}{100} \cdot 27,97693 + \frac{4,67}{100} \cdot 28,97649 + \frac{3,1}{100} \cdot 29,97377 = 28,086\ u\ (ou\ g/mol)$

2.47 ★ (ex) Le tableau ci-dessous indique l'abondance naturelle isotopique de quelques éléments chimiques.

Z ↓ A →	19	20	21	22	23	24
9	100%	—	—	—	—	—
10	—	90,5%	0,3%	9,2%	—	—
11	—	—	—	—	100%	—
12	—	—	—	—	—	79%

a) Indiquez la notation des éléments qui ne possèdent qu'un isotope.
b) Donnez le symbole des isotopes qui possèdent 10 protons.
c) Donnez le symbole des isotopes qui possèdent 12 neutrons.
d) Il existe trois isotopes du magnésium. Les abondances des magnésium 25 et 26 sont égales. Calculez cette abondance.

Correctif 2.47 :

a) $^{19}_{9}F$ et $^{23}_{11}Na$
b) $^{20}_{10}Ne$ et $^{21}_{10}Ne$ et $^{22}_{10}Ne$
c) $^{24}_{12}Mg$ et $^{23}_{11}Na$ et $^{22}_{10}Ne$

d) Il faut soustraire le pourcentage déjà existant au total (100%). Ce qui reste correspond aux deux autres isotopes, qui ont le même pourcentage (x). $100 - 79 = 2x$. Donc $2x = 21$, et $rx = 10{,}5\%$.

2.48 (ex) Le magnésium est constitué de trois isotopes renfermant 12, 13, 14 neutrons respectivement. Le plus abondant est celui à 12 neutrons (78,99%). Calculez l'abondance des deux autres isotopes. (✒)

Correctif 2.48 : Si on veut faire un calcul précis, on utilise les valeurs de la table CRM (sans regarder la valeur de l'abondance, il s'agit de la calculer ici...) abondance de $^{24}_{12}$Mg = 78,99%
abondance de $^{25}_{12}$Mg = x%
abondance de $^{26}_{12}$Mg = $100 - 78{,}99 - x = 21{,}01 - x$%
$A_r(Mg) = 24{,}31 = \frac{2431}{100} = \frac{78{,}99}{100} \cdot 23{,}98504 + \frac{x}{100} \cdot 24{,}98584 + \frac{21{,}01-x}{100} \cdot 25{,}98259$
$-0{,}99675 \cdot x = -10$ donc $x = 10{,}03\%$ = abondance de $^{25}_{12}$Mg
abondance de $^{26}_{12}$Mg = $21{,}01 - 10{,}03 = 10{,}98\%$

2.49 (ex) On analyse un échantillon de combustible provenant d'une centrale nucléaire. Voici les résultats partiels de cette analyse :

a) Complétez le tableau.

symbole de l'isotope	masse atomique	nombre de protons	nombre de neutrons	abonance dans l'échantillon analysé
	235	92		82%
	235		142	7%
^{238}U				11%

b) Comparez les trois atomes représentés par ces informations.

c) Comment pouvez-vous être sûr que l'échantillon analysé n'a pas été recueilli dans la nature ? Donnez deux raisons. (✒)

Correctif 2.49 :

a)

symbole de l'isotope	masse atomique	nombre de protons	nombre de neutrons	abondance dans l'échantillon analysé
^{235}**U**	235	92	**143**	82%
^{235}**Np**	235	**93**	142	7%
^{238}U	**238**	**92**	**146**	11%

b) Les deux atomes du même élément (uranium) sont des isotopes. Le troisième atome est un autre élément et n'a pas de lien aprticulier même si sa masse atomique est la même que le premier atome d'uranium.

c) En comparant les abondances dans cet échantillon avec celles de la table CRM (p.186), on constate qu'elles ne correspondent pas aux abondances naturelles.

L'échantillon ne provient donc d'un contexte « humain ». De plus, le neptunium est un élément artificiel.

2.50 (ex) L'élément cuivre est constitué de deux isotopes. L'un possède 34 neutrons, alors que l'autre en possède 36.

a) Notez ces deux isotopes selon la notation habituelle.

b) Sur la base de la masse atomique relative figurant sur votre tableau périodique, calculez l'abondance approximative de chacun de ces isotopes.(✒)

Correctif 2.50 :

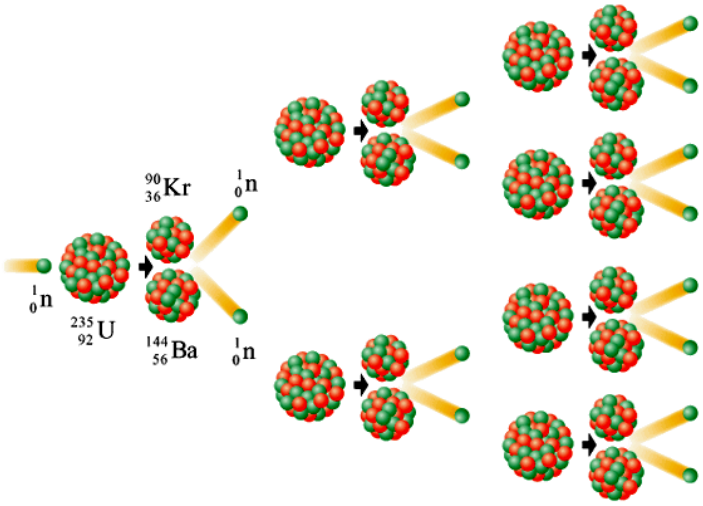
a) A = Z + neutrons, donc 29 + 34 = 63 pour le premier isotope : $^{63}_{29}$Cu et 29 + 36 = 65 pour le second : $^{65}_{29}$Cu

b) Il faut comprendre que l'abondance de l'un dépend directement de l'abondance de l'autre, et que l'on a en fait une seule inconnue ! On définit donc
x = abondance de $^{63}_{29}$Cu (%) = 100 - $^{65}_{29}$Cu (%)
Pour un calcul précis, mieux vaut utiliser les valeurs détaillées de la table CRM (où il y aura également les valeurs d'abondance, mais on fait comme si ce n'était pas le cas). Utiliser la masse atomique arrondie va induire une erreur de calcul qui explique la différence entre la valeur obtenue et celle de la table.
$A_r(Cu) = 63.55 = \frac{6355}{100} = \frac{100-x}{100} \cdot 62.92960 + \frac{x}{100} \cdot 64.92779$
$6355 = (100 - x) \cdot 62.92960 + x \cdot 64.92779$
$1.99819 \cdot x = 62.04$ donc $x = 31.05\%$ = abondance de $^{63}_{29}$Cu
abondance de $^{65}_{29}$Cu = 100-31.05=68.95%

2.51 (ex) Pourquoi certains isotopes sont-ils radioactifs ? (✒)

Correctif 2.51 : Le nombre de nucléons (protons + neutrons) et le rapport entre eux sont les paramètres clés. Si un atome est trop lourd (trop de nucléons), ou si le nombre de neutrons est trop important ou trop faible par rapport aux protons, le noyau est instable et se brise, générant une énergie importante. Ce que l'on appelle la radioactivité.

2.52 (ex) À l'aide du schéma ci-dessous,



a) Expliquez ce qu'est une réaction en chaîne.

b) Quelle différence et quels points communs y a-t-il entre une centrale nucléaire et une bombe atomique ?

c) Expliquez comment les barres de contrôle permettent de diminuer l'énergie de la centrale nucléaire.

d) Expliquez à l'aide du niveau moléculaire comment une réaction nucléaire chauffe de l'eau.

Correctif 2.52 :

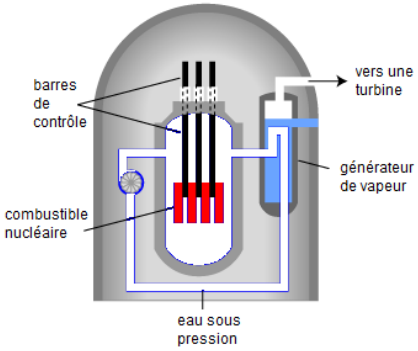
a) Il s'agit d'une réaction qui s'entretient ou s'amplifie spontanément. Le nombre de neutrons nécessaires à la réaction est de plus en plus élevé. Elle devient rapidement incontrôlable (=bombe) si l'on ne gère pas le flux de neutrons (=réacteur nucléaire).

b) L'énergie provient de la fission de noyaux lourds radioactifs, cependant, dans une centrale nucléaire la réaction est contrôlée (flux de neutrons régulés pour éviter l'emballement).

c) Les barres de contrôle absorbent des neutrons sans en réémettre. La réaction ralentit donc, on peut contrôler la quantité de réactions de fission.

d) Les neutrons émis à grande vitesse entrent en collision avec les molécules d'eau et augmentent leur agitation et donc leur température. Le rayonnement est hautement énergétique : une petite quantité de matière permet de chauffer un grand volume d'eau.

2.53 (ex) Voici un schéma d'une centrale nucléaire :





a) Expliquez simplement comment fonctionne une centrale nucléaire.

b) Quelle est la composition de la fumée qui sort de la cheminée d'une centrale nucléaire. Est-elle radioactive ?

c) Quel est, selon vous, le principal problème généré par une centrale nucléaire ?

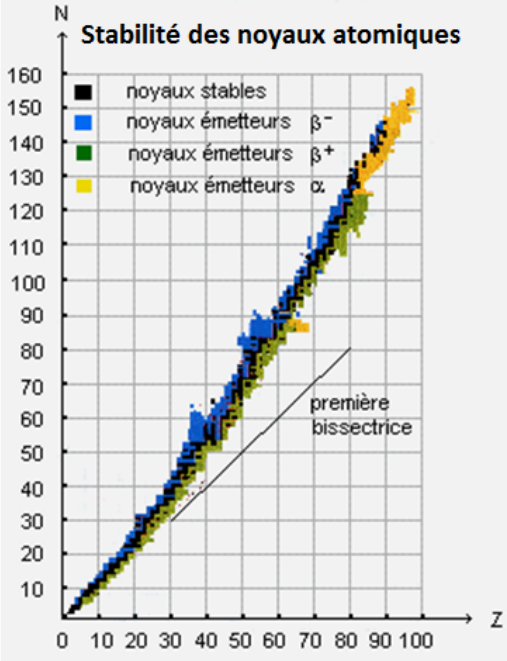
Correctif 2.53 :

a) Les désintégrations radioactives chauffent de l'eau, celle-ci transmet sa chaleur à un second circuit d'eau qui forme de la vapeur. Cette vapeur permet la rotation de turbines qui produisent de l'électricité.

b) Il s'agit d'un nuage de gouttelettes d'eau qui n'est pas en contact direct avec la partie radioactive et n'est donc pas (en fonctionnement normal) radioactif.

c) Il y en a plusieurs : déchets qu'il faut stocker pendant des (dizaines) de milliers d'années, risque d'accidents (cf. Fukushima ou Tchernobyl), source de plutonium qui permet la production de bombes. . .

2.54 (ex) Regardez le graphique illustrant « la stabilité des noyaux atomiques », puis répondez aux questions suivantes.



a) Quel est le nombre maximum de protons qu'un noyau peut posséder, tout en étant stable ?

b) Quel est le nombre maximum de neutrons qu'un noyau peut posséder, tout en étant stable ?

c) Le noyau d'un atome comportant 30 protons et 60 neutrons est-il stable ? Si on arrivait à le fabriquer, que se passerait-il ?

Correctif 2.54 :

a) Environ 90 protons. Les plus gros noyaux sont instables (radiocactifs).

b) Environ 145 neutrons. Les plus gros noyaux sont instables (radioactifs).

c) Non, il est clairement en dehors de la zone de stabilité. Il va émettre de la radioactivité (β^- d'après le schéma) pour rejoindre la zone stable.

3 Mole

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

mole	nombre d'Avogadro	masse atomique	masse molaire
masse moléculaire	espèce chimique		

Symboles

A_r M N_A N m n

Savoirs et savoir-faire

☐ citer la valeur de la constante d'Avogadro
☐ calculer une masse moléculaire
☐ expliquer la différence entre la masse atomique/moléculaire et la masse molaire (atomique/moléculaire)
☐ expliquer pourquoi la notion de mole est utilisée
☐ déterminer la masse d'une substance à partir du nombre de mole, et inversement
☐ déterminer la masse d'une substance à partir du nombre d'atomes ou de molécules, et inversement
☐ différencier le nombre d'atomes, de molécules ou d'ions lors des calculs

Exercices

Masse molaire

3.1 (th) Comparez la masse atomique molaire et la masse atomique.

Correctif 3.1 : La masse atomique exprime la masse d'un atome en u.m.a., la masse atomique molaire est la masse d'une mole d'atome exprimée en g/mol. Mais il s'agit du même chiffre, indiqué dans le tableau périodique ! La mole est une quantité importante de matière que l'on peut manipuler, d'où la masse en grammes, contrairement à la masse d'un atome.

3.2 ★ (th) Comment déterminer la masse atomique d'une substance ? Celle du fer, par exemple.

Correctif 3.2 : Il suffit de chercher dans le tableau périodique. Fe = 55,9 u.m.a. pour un seul atome (peu utilisé) et 55,9 g/mol pour une mole d'atomes de fer.

3.3 ★ (th) Comment déterminer la masse moléculaire d'une substance ? Celle du Fe_2O_3, par exemple.

Correctif 3.3 : Il faut chercher les masses atomiques des éléments présents dans la molécule dans le tableau périodique (Fe = 55,9 g/mol, O = 16,0 g/mol). Ensuite, il faut multiplier cette valeur par le nombre de fois que l'atome est présent. ($2 \times 55{,}9$ g/mol $+3 \times 16{,}0$ g/mol = 160 u.m.a. pour une seule molécule (peu utilisé) et 160 g/mol pour une mole de molécules.

3.4 (th) Quelle est l'unité de

a) la masse atomique ?

b) la masse atomique molaire ?

c) la masse moléculaire ?

Correctif 3.4 :

a) la masse atomique est considéré comme la masse d'un atome ; l'unité est l'unité de masse atomique, u.m.a. .

b) la masse atomique molaire est considéré comme la masse d'une mole d'atomes ; l'unité est le nombre de grammes par mol, g/mol.

c) la masse moléculaire est la masse pour les molécules. Par abus de langage, pour éviter de dire « masse moléculaire molaire », on considère souvent que le terme de masse moléculaire est celui d'une mole de molécules ; l'unité est le nombre de grammes par mol, g/mol.

3.5 (mo) D'où vient la masse des atomes, des ions, et des molécules ?

Correctif 3.5 : Les molécules sont composées d'atomes, et les atomes de particules élémentaires. Les protons et les neutrons sont majoritairement responsables de la masse d'un atome et les électrons n'y contribuent que très peu. Ainsi, on peut considérer que la masse d'un atome et de son ion sont les mêmes. Li et Li^+ ou Cl et Cl^-, seront considérés, par exemple, comme ayant la même masse.

3.6 (mo) Pourquoi la masse d'un échantillon n'est pas toujours la même pour une même quantité de matière (même nombre d'espèces chimiques) ?

Correctif 3.6 : Chaque atome a une masse différente s'il n'a pas la même composition (protons+neutrons principalement). Ainsi, s'il y a la même quantité d'atomes, la masse totale sera différente. C'est pour cette raison qu'il faut utiliser la masse molaire afin de faire le calcul entre quantité de matière (mole) et masse.

3.7 ★ (ex) Déterminez la masse atomique molaire des substances ci-dessous :

a) Mn
b) Na
c) O
d) Pb
e) Au
f) Zn^{2+}

Correctif 3.7 : (avec trois chiffres significatifs)

Mn : 54,9 g/mol ; Na : 23,0 g/mol ; O : 16,0 g/mol ; Pb : 207 g/mol ; Au : 108 g/mol ; Zn2+ : Zn = 65,4 g/mol

3.8 ★ (ex) Déterminez la masse moléculaire des substances ci-dessous :

a) FeO
b) O_2
c) Na_2SO_4
d) $KMnO_4$
e) $NaOH$
f) $(NH_4)_2SO_4$
g) $Al_2(S_4)_3$

Correctif 3.8 : (avec trois chiffres significatifs)

— $M(FeO)) : 54,9 + 16,0 = 71,9$ g/mol
— $M(O_2) : 2 \times 16,0 = 32,0$ g/mol
— $M(Na_2SO_4) : 2 \times 23,0 + 32,1 + 4 \times 16,0 = 142$ g/mol
— $M(KMnO_4) : 39,1 + 54,9 + 4 \times 16,0 = 158$ g/mol
— $M(NaOH) : 23,0 + 16,0 + 1,01 = 40,0$ g/mol
— $M((NH_4)_2SO_4) : 8 \times 1,01 + 2 \times 14,0 + 32,1 + 4 \times 16 = 132$ g/mol
— $M(Al_2(SO_4)_3) : 2 \times 27,0 + 3 \times 32.1 + 12 \times 16 = 342$ g/mol

Mole

3.9 ★ (th) Qu'est-ce qu'une mole ? Pour quelle(s) raison(s) utilise-t-on la notion de « mole » en chimie ?

Correctif 3.9 : La mole est une unité SI, un concept, un immense nombre ($6,02 \cdot 10^{23}$) qui fait le lien entre le monde moléculaire et le monde macroscopique (labo). Cela permet également de manipuler de grands nombres d'atomes plus facilement avec de plus petits chiffres et est directement proportionnel au nombre de molécules/atomes, peu importe la substance. Ainsi, la mole permet de comparer la quantité de différentes substances. Elle est indispensable pour quantifier les réactions chimiques.

3.10 ★ (th) Combien y a-t-il...

a) de grains de riz dans une mole de grains de riz ?
b) de roues dans une mole de voitures ?
c) de moles de neurones dans un cerveau ($\approx$ 100 milliards de neurones par cerveau) ? (✒)

Correctif 3.10 :

a) $6,02 \cdot 10^{23}$ grains de riz
b) $4 \times 6,02 \cdot 10^{23} = 2,4 \cdot 10^{24}$ roues

c) $10^{11}/6{,}02 \cdot 10^{23} = 1{,}66 \cdot 10^{-13}$ moles de neurones (c'est petit en fait, non ?).

3.11 (th) Comment a été défini le nombre d'Avogadro ?

Correctif 3.11 : Dans un premier temps, il a été choisit par définition de déterminer le nombre d'atomes que l'on trouve dans un échantillon de 12,0 g de carbone 12 (^{12}C). Actuellement, le nombre d'Avogadro est défini comme étant le nombre que vous connaissez, sans justification de calcul, et s'applique aux objets submicroscopiques

3.12 (th) Trouvez une relation mathématique toujours valable entre :

— le nombre de moles (n) d'un échantillon

— la masse (m) de cet échantillon

— la masse molaire (M) de la substance considérée

Correctif 3.12 : La formule se trouve dans la table CRM p.235... : $n = m/M$

3.13 (th) Est-ce que la masse d'une substance donnée dépend :

a) du type de substance ?

b) de la quantité de mole de la substance ?

c) des conditions (température, pression) ?

Correctif 3.13 : La masse dépend du type de substance (masse atomique/moléculaire) et de la quantité de mole. Les conditions expérimentales ne vont pas modifier la masse (nous considérons que les calculs correspondent à des expériences sur la Terre...).

a) du type de substance ? **Oui**

b) de la quantité de mole de la substance ? **Oui**

c) des conditions (température, pression) ? **Non**

3.14 (th) Est-ce que le nombre d'atomes/molécules d'une substance donnée dépend :

a) du type de substance ?

b) de la quantité de mole de la substance ?

c) des conditions (température, pression) ?

Correctif 3.14 : La quantité d'espèces dépend de la quantité de mole. Le type de substance ne joue un rôle que si l'on part d'une masse et les conditions expérimentales ne sont importantes que si l'on considère un gaz.

a) du type de substance ? **Non**

b) de la quantité de mole de la substance ? **Oui**

c) des conditions (température, pression) ? **Non**

3.15 (mo) Pourquoi est-ce que pour déterminer la masse, on a besoin d'utiliser la masse molaire, alors que pour déterminer le volume d'une substance gazeuse, cela

n'est pas nécessaire ? Et pourquoi est-ce que le volume sera considéré comme étant le même s'il y a la même quantité de matière, peu importe la substance ? (✒)

Correctif 3.15 : Pour déterminer la taille que va occuper un échantillon, la masse molaire n'est pas utile car ce n'est pas la masse de l'atome dont il faudra tenir compte, mais l'espace qu'il occupe. Le calcul serait donc différent (dans le cas d'un volume de solide, on utiliserait la masse volumique à partir de la masse). Pour les gaz, on considère que les espèces sont totalement indépendantes et avec très peu d'interactions. Ainsi, l'espace entre les espèces est plus important que le volume occupé par l'espèce elle-même. Pour une même quantité de matière, le volume total occupé sera donc le même, car l'espace entre les espèce sera similaire. Des conditions particulières de température ou de pression peuvent modifier cette représentation des gaz.

3.16 ★ (ex) Quelle est la masse de 1,50 moles d'atomes de zinc ?

Correctif 3.16 : 1,50 mol $\times$ 65,4 g/mol = 98,1 g

3.17 ★ (ex) Quelle est la masse de 2,50 moles d'acide nitrique (HNO_3) ?

Correctif 3.17 : M_{HNO_3} = 63,0 g/mol ; 2,5*mol* $\times$ 63,0 g/mol = **158 g**

3.18 ★ (ex) Quelle est la masse de 4,00 moles de carbonate de calcium ($CaCO_3$) ?

Correctif 3.18 : M_{CaCO_3} = 100,0 g/mol ; 4 mol $\times$100 g/mol = **400 g**

3.19 ★ (ex) Calculez la quantité (en mol) correspondant à :

a) 14,0 g d'hydroxyde de potassium

b) 10,0 g de $CaCO_3$

Correctif 3.19 : Masse / masse moléculaire = mole.

a) $\frac{14\text{ g}}{56.1\text{ g/mol}} = 2{,}50 \cdot 10^{-1}$ mol de KOH

b) $\frac{10\text{ g}}{100\text{ g/mol}} = 1{,}00 \cdot 10^{-1}$ mol de $CaCO_3$

3.20 ★ (ex) Combien de molécules y a-t-il dans 10,0 grammes de $C_6H_{12}O_6$:

a) Masse d'une molécule de sucre (en u.m.a.) :

b) Masse d'une mole de $C_6H_{12}O_6$:

c) Calcul :

d) Nombre de molécules :

Correctif 3.20 : Un

a) M(sucre, $C_6H_{12}O_6$) = 180 u.m.a.

b) M(sucre, $C_6H_{12}O_6$) = 180 g/mol

c) $\frac{\text{masse}}{M} \rightarrow$ mol. Puis : mol $\times$ $N_A \rightarrow$ molécules

d) nombre de molécules de sucre = $\frac{10\text{ g}}{180\text{ g/mol}} = 5{,}56 \cdot 10^{-2}$ mol
$5{,}56 \cdot 10^{-2}$ mol $\times$ $6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}34 \cdot 10^{23}$ molécules
Ou en un coup (sans les unités) : $\frac{10\text{ g}}{180\text{ g/mol}} \times 6{,}02 \cdot 10^{23} = 3{,}34 \cdot 10^{22}$ molécules

3.21 ★ (ex) Combien d'atomes y a-t-il dans 8,10 g de magnésium ?

Correctif 3.21 : $\frac{8{,}10\text{ g}}{24{,}3\text{ g/mol}} = 3{,}33 \cdot 10^{-1}$ mol de Mg

$3{,}33 \cdot 10^{-1}$ mol $\times$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomes/mol = $2{,}01 \cdot 10^{23}$ atomes.

3.22 (ex) Quelle est la masse de $3{,}00 \cdot 10^{21}$ atomes de fer ?

Correctif 3.22 : $\frac{3{,}00 \cdot 10^{21}\text{ atomes}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\text{ atomes/mol}} = 4{,}98 \cdot 10^{-3}$ mol de Fe

$4{,}98 \cdot 10^{-3}$ mol $\times$ 55,9 g/mol = $2{,}79 \cdot 10^{-1}$ g.

3.23 ★ (ex) Quelle est la masse de $15{,}05 \cdot 10^{22}$ molécules de $Ca(NO_3)_2$?

Correctif 3.23 : $\frac{15{,}05 \cdot 10^{22}\text{ molécules}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\text{ molécules/mol}} = 2{,}50 \cdot 10^{-1}$ mol de $Ca(NO_3)_2$

$2{,}50 \cdot 10^{-1}$ mol $\times$ 164 g/mol = 41,0 g. On peut aussi considérer que ce composé ionique ne contient pas de molécules, et uniquement des ions.

3.24 (ex) Déterminez la masse correspondant à :

a) $2{,}00 \cdot 10^{23}$ atomes de Mg
b) $3{,}00 \cdot 10^{23}$ molécules de CO_2

Correctif 3.24 : Atomes ou molécules / N_A = mole. Mole $\times$ masse molaire = masse

a) $\frac{2{,}00 \cdot 10^{23}\text{ atomes}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\text{ atomes/mol}} = 3{,}32 \cdot 10^{-1}$ mol de Mg
On peut ensuite déterminer la masse sachant que M_{Mg} = 24,3 g/mol
$3{,}32 \cdot 10^{-1}$ mol $\times$ 24,3 g/mol = **8,07 g**.

b) $\frac{3{,}00 \cdot 10^{23}\text{ atomes}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\text{ atomes/mol}} = 4{,}98 \cdot 10^{-1}$ mol de CO_2.
On peut ensuite déterminer la masse sachant que M_{CO_2} = 44,0 g/mol
$4{,}98 \cdot 10^{-1} \times$ 44,0 g/mol =**21,9 g**

3.25 (ex) Le carbonate de calcium ($CaCO_3$) est l'un des composés du calcaire. Déterminez le nombre de moles et la masse que représentent $2{,}71 \cdot 10^{23}$ molécules de $CaCO_3$.

Correctif 3.25 : nombre de mole = $\frac{\text{molécules}}{N_A}$

Mole $\times$ masse molaire = masse

$\frac{2{,}71 \cdot 10^{23}\text{atomes}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\text{atomes/mol}} = 4{,}50 \cdot 10^{-1}$ mol de $CaCO_3$

$4{,}50 \cdot 10^{-1}$ mol $\times$ 100 g/mol = **45,0 g**.

3.26 (ex) Complétez le tableau suivant :

	Le sel ($NaCl$)	Le sucre ($C_{12}H_{12}O_{11}$)
Masse m (g)	1	1
M (g/mol)		
Mole n (mol)		
Nombre de molécules N		
Nombre d'atomes N		

Correctif 3.26 : Tableau complété :

	Le sel ($NaCl$)	Le sucre ($C_{12}H_{22}O_{11}$)
Masse m (g)	1	1
M (g/mol)	58,5	342
Mole n (mol)	$1{,}71 \cdot 10^{-2}$	$2{,}92 \cdot 10^{-3}$
Nombre de molécules N	$1{,}03 \cdot 10^{22}$	$1{,}76 \cdot 10^{21}$
Nombre d'atomes N	aucun ($NaCl$ contient des ions, et pas d'atomes)	$7{,}92 \cdot 10^{22}$

3.27 (ex) Quelle est la masse d'un cristal de Li_2CO_3, sachant qu'il contient $9{,}033 \cdot 10^{22}$ ions Li^+ ?

Correctif 3.27 : Il y a deux ions Li^+ par molécule de Li_2CO_3, on a donc deux fois moins de molécules $9{,}033 \cdot 10^{22}/2 = 4{,}5165 \cdot 10^{22}$ molécules de Li_2CO_3

$\frac{4{,}5165 \cdot 10^{22} \text{ molécules}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ molécules/mol}} = 7{,}50 \cdot 10^{-2}$ mol de Li_2CO_3

$7{,}50 \cdot 10^{-2}$ mol $\times$ 73,8 g/mol =**5,54 g**

3.28 ★ (ex) Combien y a-t-il de molécules dans 49,0 g d'acide phosphorique (H_3PO_4) ? Et combien d'atomes ?

Correctif 3.28 :

$\frac{\text{masse}}{\text{masse molaire}}$ = mole.

mole $\times$ N_A = molécules.

Nombre d'atomes par molécule $\times$ molécules = nombre d'atomes.

$\frac{49\ \text{g}}{98{,}0\ \text{g/mol}} = 5{,}01 \cdot 10^{-1}$ mol de H_3PO_4

$5{,}01 \cdot 10^{-1}$ mol $\times$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomes/mol = $3{,}01 \cdot 10^{23}$ molécules de H_3PO_4

Il y a 8 atomes dans chaque molécule de H_3PO_4, donc il y a $3{,}01 \cdot 10^{23}$ molécules $\times$ 8 atomes/molécule = $2{,}41 \cdot 10^{24}$ **atomes**.

3.29 ★ (ex) Combien d'atomes d'oxygène y a-t-il dans 3,55 g de Na_3PO_4 ?

Correctif 3.29 : $\frac{\text{Masse}}{\text{masse molaire}}$ = mole.

Mole $\times$ N_A = molécules.

Nombre d'atomes par molécule $\times$ molécules = nombre d'atomes.

$\frac{3{,}55\ \text{g}}{164\ \text{g/mol}} = 2{,}17 \cdot 10^{-2}$ mol de Na_3PO_4

$2{,}17 \cdot 10^{-2}$ mol $\times$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomes/mol = $1{,}31 \cdot 10^{22}$ molécules de Na_3PO_4.

Il y a 4 atomes dans chaque molécule de Na_3PO_4, donc il y a $1{,}31 \cdot 10^{22}$ molécules $\times$ 4atomes/molécule = $5{,}24 \cdot 10^{22}$ atomes d'oxygène.

3.30 (ex) Sur la notice d'utilisation d'aspirine ($C_9H_8O_4$) UPSA® 500 mg, on lit :

« L'aspirine existe sous différents dosages, permettant d'adapter le traitement au poids de chaque enfant. La dose quotidienne d'aspirine recommandée est d'environ 60 mg/kg/jour, à répartir en 4 ou 6 prises ».

Déterminez la masse et le nombre de molécules d'aspirine que peut prendre, au maximum, un enfant de 25,0 kg par jour.

Correctif 3.30 : 60 mg/kg/jour = $60 \cdot 10^{-3}$ g/kg/jour = $6{,}0 \cdot 10^{-2}$ g/kg/jour

$6{,}0 \cdot 10^{-2}$ g/kg/jour $\times$ 25,0 kg = 1,5 g/jour pour un enfant de 25,0 kg.

$\frac{1{,}5\text{g/jour}}{180\ \text{g/mol}} = 8{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol de $C_9H_8O_4$ par jour pour un enfant de 25,0 kg.

$8{,}3 \cdot 10^{-3}$ mol/jour $\times$ $6{,}02 \cdot 10^{23}$ molécules/mol = $5{,}0 \cdot 10^{21}$ molécules/jour

4 Structure électronique, électronégativité et tableau périodique

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

atome	élément	électron	couche électronique
orbitale	célibataire	paire	règle de l'octet
structure électronique complète	structure électronique externe	notation de Bohr	notation de Lewis
spectre (atomique)	gaz rare	métal	non-métal
métal de transition	tableau périodique	période	électronégativité
ion	cation	anion	

Savoirs et savoir-faire

- ☐ représenter la structure électronique complète des éléments et des ions jusqu'à 18 électrons selon le modèle de Bohr
- ☐ représenter la structure électronique externe des éléments et des ions des colonnes A du tableau périodique selon le modèle de Lewis
- ☐ expliquer le lien entre la structure électronique et le tableau périodique
- ☐ citer et expliquer les informations présentes dans le tableau périodique (nombres d'oxydation exceptés)
- ☐ identifier et utiliser les informations du tableau périodique (nombres d'oxydation exceptés)
- ☐ nommer les grands groupes présents dans le tableau périodique et citer leurs propriétés
- ☐ expliquer si un atome a tendance à prendre/donner des électrons en fonction de sa structure électronique, en faisant des liens avec le tableau périodique et l'électronégativité
- ☐ expliquer ce qu'est un spectre d'émission (cf. labo « analyse à la flamme ») et présenter ses rôles et utilités
- ☐ présenter quelques points clés de l'histoire de l'organisation des éléments sous forme de tableau

Exercices

Structure électronique

4.1 (th) Expliquez comment s'organisent les électrons autour de l'atome.

Correctif 4.1 : Les électrons ne se placent pas n'importe comment autour d'un atome. Ils se trouvent loin du noyau dans des zones très spécifiques. Ces zones sont appelées orbitales et il y a 2 électrons dans chacune d'elles. Celles-ci sont organisées en couches. Le nombre d'orbitales par couche est variable (1 dans la première, 4 dans la seconde, 9 dans la 3e et la 4 e,...). Chaque couche et chaque orbitale correspond à un niveau d'énergie particulier et a une structure tridimensionnelle spécifique.

4.2 ★ (th) Enumérez les règles de remplissage des couches électroniques.

Correctif 4.2 :

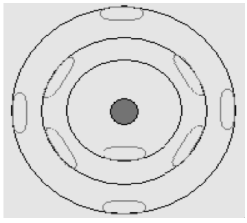
1 Les électrons occupent d'abord les couches inférieures (d'énergie la plus basse). [principe de stabilité de Klechkovsky]

2 Les électrons occupent une orbitale à l'état de célibataire si cela est possible ; il faut donc essayer de remplir toutes les orbitales d'une couche électronique (i.e. de même énergie) avec un électron avant de les apparier (= les mettre ensemble dans la même orbitale). [règle de Hund]

3 Si 2 électrons occupent la même orbitale, ils doivent être de spins opposés, indiqués par exemple à l'aide de symboles vers le haut et la bas. [principe d'exclusion de Pauli]

4 Il faut avoir entièrement complété une couche électronique avant de passer à la couche supérieure.

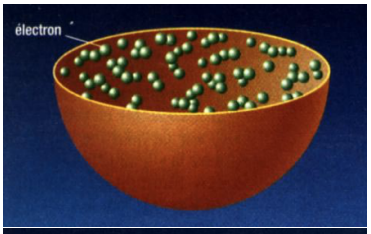
4.3 (th) Dessinez un modèle de Bohr vide

Correctif 4.3 : 

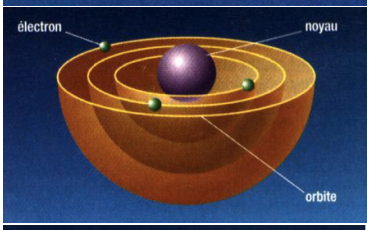
4.4 ★ (th) Pourquoi utiliser plusieurs modèles de la représentation des électrons autour de l'atome ? Argumentez en présentant plusieurs modèles « historiques ».

Correctif 4.4 : Chaque modèle permet de mieux visualiser une facette de l'électron, qui est une particule élémentaire aux propriétés variées et antagonistes. On peut le voir comme une onde ou comme une particule, deux états aux propriétés totalement opposées.

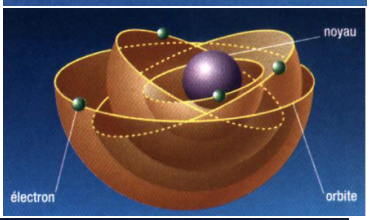
Le modèle de Thomson 1899 (plus utilisé)
Les électrons, chargés négativement, baignent dans un matériau chargé positivement (« des raisins dans un cake »).



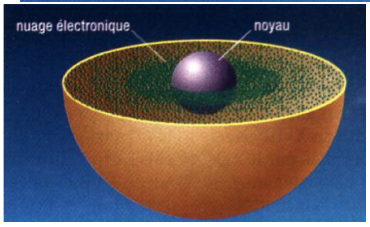
Le modèle de Rutherford 1911 (rarement utilisé)
Un noyau, minuscule et positif, entouré par les électrons. Le reste est composé de vide !



Le modèle de Bohr 1913 (encore utilisé)
Un modèle dit planétaire. Les électrons ne peuvent décrire que des orbites bien déterminées, avec des niveaux d'énergie précis autour du noyau positif.



Le modèle quantique (1925) (encore utilisé)
Le noyau est composé de particules chargées positivement et d'autres électriquement neutres (dès 1932). Il « baigne » dans un(des) nuage(s) d'électrons. Les zones sombres représentent la probabilité de trouver un électron dans une zone donnée.



4.5 (th) Comparez le modèle classique de l'atome (Bohr) et le modèle quantique (Schrödinger) en expliquant les forces et les faiblesses de chacun d'eux.

Correctif 4.5 : Le modèle de Bohr montre des électrons qui tournent autour de l'atome sur des orbites précises et définies, avec un niveau d'énergie particulier. Il est très visuel et clair et permet d'expliquer facilement les « sauts » d'énergie des électrons d'un niveau à l'autre. Mais il ne montre pas que l'électron a des propriétés ondulatoires. Il est moins juste.
Le modèle de Schrödinger montre l'électron comme une onde-particule, parle d'une zone où se trouve très probablement l'électron, nommée orbitale, et est donc au plus près des connaissances actuelles. Cette vision de l'électron est toutefois peu intuitive, pas claire, et il devient difficile de vraiment représenter un atome de cette façon. Et d'autant plus s'il y a plus d'un ou deux d'électrons.

4.6 (th) Pourquoi ne sera-t-il pas demandé de compléter des couches électroniques d'atomes dont Z > 18 avec le modèle de Bohr ? Comment pourrait-on le faire ?

Correctif 4.6 : Parce que le modèle de Bohr utilisé « en couches d'oignons » ne contient pas plus de 9 orbitales. On ne peut donc pas mettre plus de 18 électrons au total. Au-delà (dès la 4e couche), ce modèle ne serait plus du tout valable. En effet, il y a des orbitales supplémentaires avec des règles d'organisation légèrement différentes.
Il faudrait utiliser un autre modèle, plus complet mais plus complexe, pour pouvoir

compléter l'agencement des électrons dans les couches électroniques.

4.7 ★ (th) Un ion est un atome avec une charge électrique. Sachant qu'il s'agit toujours du même élément, qu'est-ce qui change dans la composition de l'atome ?

Correctif 4.7 : Si un ion est chargé, c'est qu'il n'y a plus le même nombre de protons que d'électrons. Considérant qu'un élément est défini par son nombre de protons, celui-ci ne peut varier ! La seule possibilité est donc que des électrons soient en excès (charge négative) ou en défaut (charge positive). La valeur de la charge dépend du nombre d'électrons en plus/moins par rapport à l'atome. Un ion positif, atome qui a perdu un ou des électrons, est appelé cation, un ion négatif, atome qui a gagné un ou des électrons, est appelé anion

4.8 ★ (mo) Représentez le modèle de Bohr pour les atomes suivants : béryllium, azote, magnésium et phosphore.

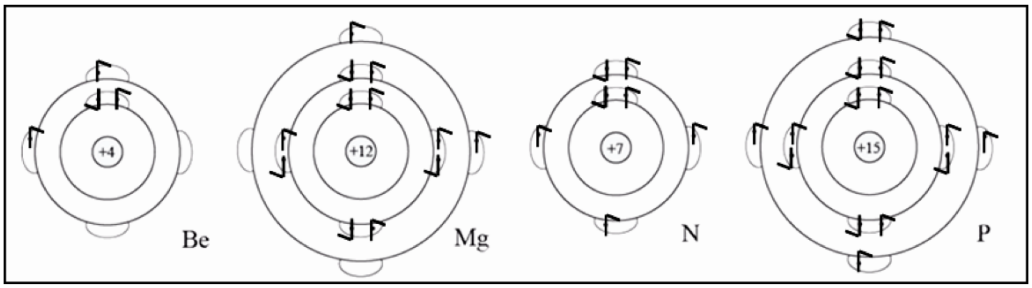
a) Que remarque-t-on ?

b) Pourrait-on mettre cette observation en lien avec la position des éléments dans le tableau périodique et avec leurs propriétés chimiques ?

c) Montrez la représentation de Lewis pour ces atomes.

d) Quel est le nombre de paires et de célibataires dans chaque cas ?

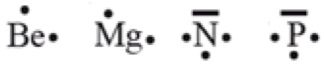
Correctif 4.8 :



a) Be et Mg ont la même structure électronique externe. N et P également.
Be et N ont le même nombre de couches électroniques remplies, tout comme Mg et P.

b) Be et Mg se trouvent dans la même colonne du tableau périodique. N et P aussi. Par conséquent, les atomes dans la même colonne possèdent la même structure électronique externe.
Be et N se trouvent sur la même ligne du tableau périodique. Par conséquent, les atomes dans la même ligne possèdent le même nombre de couches électroniques remplies.
Les propriétés chimiques dépendent des électrons et de leur répartition. Et tout particulièrement les électrons externes, « disponibles pour interagir ». Les propriétés chimiques des éléments avec la même structure électronique externe se-

ront donc très similaires. Mais des différences existent en lien avec le nombre de couches qui est différent.

c) 

d) On ne tient pas compte des couches internes dans cette représentation, mais uniquement de la répartition des électrons dans la couche externe. Be et Mg : 2 célibataires. N et P : 1 paire et 3 célibataires.

4.9 ★ (mo) Est-ce qu'un atome de fluor (F) et un ion fluorure (F^-) ont :

a) la même taille ?

b) la même taille du noyau ?

c) le même nombre de nucléons ?

d) les mêmes propriétés chimiques ?

Correctif 4.9 : L'ion fluorure a un électron de plus et une structure électronique complète (4 paires).

a) Un électron de plus implique que l'attraction par le noyau est la même pour plus de charge et que la répulsion entre les électrons augmente. Cela induit une augmentation de la taille de l'anion par rapport à l'atome. On trouves des valeurs numériques à la page 244 de la table CRM.

b) Le noyau reste inchangé, donc la taille ne change pas.

c) Les nucléons se trouvent dans le noyau (protons et neutrons), et il n'y a aucune modification du noyau.

d) Non, car la répartition des électrons est différente. l'atome de fluor est très réactif et particulièrement instable à cause de sa structure électronique incomplète et de sa forte électronégativité. Alors que l'ion fluorure a un électron en plus et une structure stable car la couche électronique est complète. Il ne va donc pas réagir.

4.10 (ex) Combien y a-t-il d'électrons dans les atomes et ions suivants ?

a) C
b) Cl
c) Ag
d) Kr
e) Rb^+
f) Ba^{2+}
g) I^-
h) Se^{2-}

Correctif 4.10 : Nombre d'électrons = nombre de protons − charge de l'ion.

a) C a 6 protons et pas de charge = 6 électrons.

b) Cl a 17 protons et pas de charge = 17 électrons.

c) Ag a 47 protons et pas de charge = 47 électrons.

d) Kr a 36 protons et pas de charge = 36 électrons.

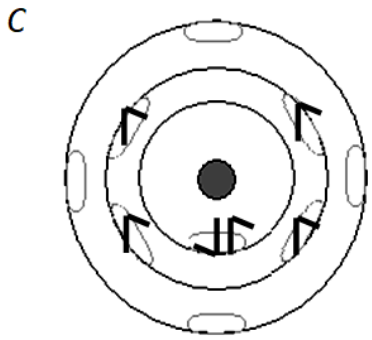
e) Rb^+ a 37 protons et une charge positive = 36 électrons.

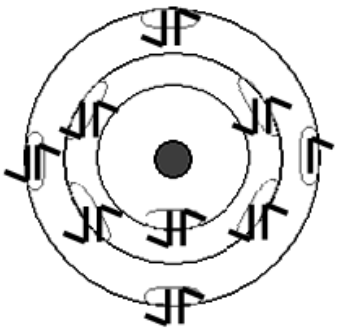
f) Ba^{2+} a 56 protons et deux charges positives = 54 électrons.
g) I^{-} a 53 protons et une charge négative = 54 électrons.
h) Se^{2-} a 34 protons et deux charges négatives = 36 électrons.

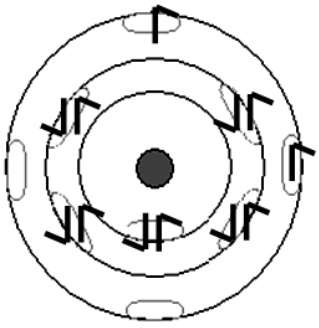
4.11 ★ (ex) Représentez la structure électronique complète des atomes suivants :

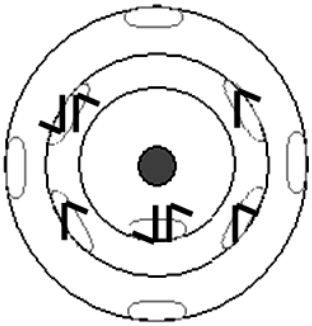
a) C
b) Cl
c) Mg
d) N
e) Al
f) Li

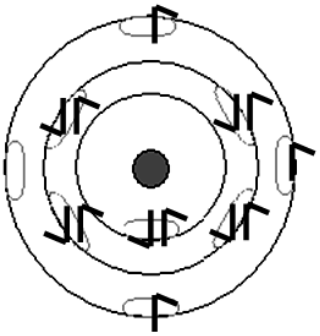
Correctif 4.11 : Il faut suivre les règles de remplissage pour arriver à ces structures. Il n'est normalement pas nécessaire d'indiquer les couches supérieures vides (fait ici). Les orbitales qui contiennent les paires et les célibataires ont été choisies arbitrairement. Elles sont toute équivalentes !

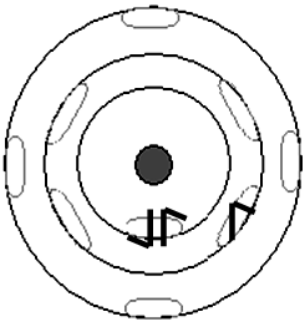
a) 

b) 

c) 

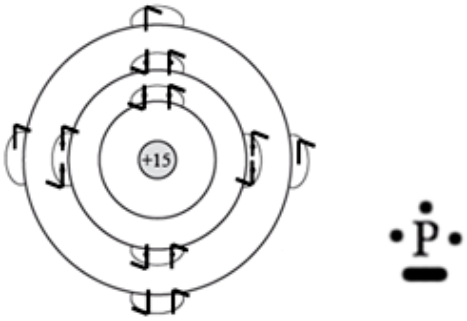
d) 

e) 

f) 

4.12 (ex) Décrivez la composition d'un atome de phosphore en précisant ses structures électroniques complète et externe.

Correctif 4.12 : Tous les atomes de phosphore possèdent 15 protons. Le seul isotope naturel du phosphore possède 16 neutrons. L'atome neutre possède 15 électrons répartis sur 3 couches, dont deux couches pleines. La couche externe s'organise en une paire et 3 célibataires.



4.13 (ex) Donnez un point commun et une différence entre le carbone et le silicium à l'aide des structures électroniques complète et externe.

Correctif 4.13 : Le nombre de couches est différent (deux couches électroniques occupées pour le C et 3 pour le Si) alors que la structure électronique externe est identique (4 célibataires pour les deux atomes).

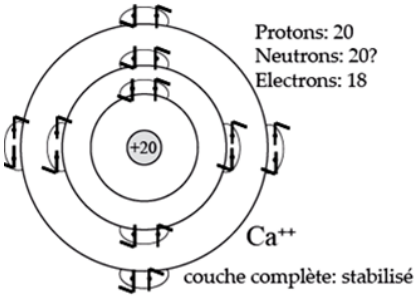
4.14 ★ (ex) Dessinez la structure électronique complète des atomes ou ions suivants :

a) Ca^{2+}
b) F^{-}
c) Si^{2+}
d) P^{5+}
e) S^{2-}
f) Ar

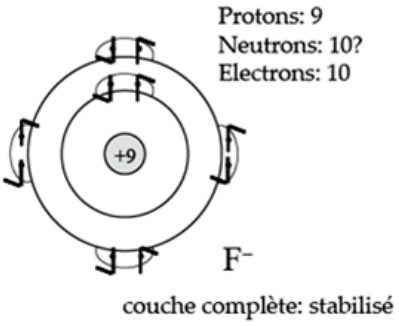
Indiquez pour chacun le nombre de particules qui les constitue et précisez lesquels devraient être chimiquement stables. Justifiez votre réponse en vous aidant de la structure électronique externe.

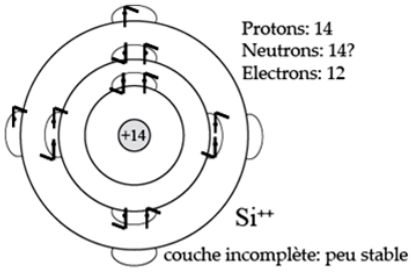
Correctif 4.14 :

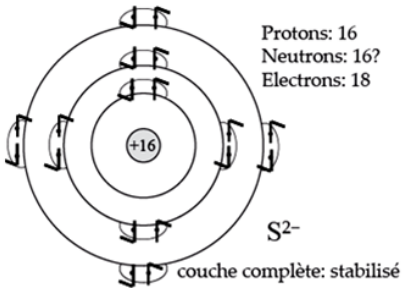
a)

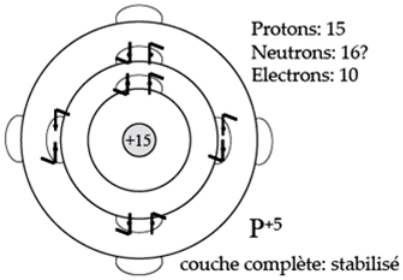


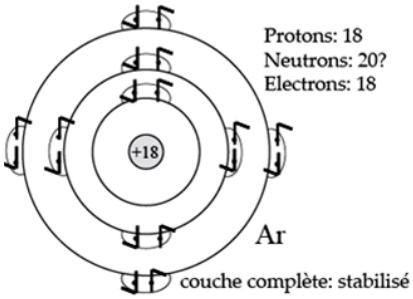
b)



c)


e)


d)


f)


4.15 ★ (ex) Représentez la structure électronique externe des atomes suivants :

a) H
b) Na
c) C
d) Cl
e) Se
f) Al
g) Ba
h) Pb

Correctif 4.15 : Voici la structure électronique externe des atomes (p = paire(s), c = célibataire(s)) :

a) 1c, H•
b) 1c, Na•
c) 4c, •C•
d) 3c 1c, ⁞Cl•
e) 2p 2c, ⁞Se•
f) 3c, •Al•
g) 2c, Ba•
h) 4c, •Pb•

4.16 (ex) Donnez la représentation de Lewis de trois éléments possédant le même nombre d'électrons externes que le soufre.

Correctif 4.16 : Il y en a 4 au total : ⁞O• ⁞Se• ⁞Te• ⁞Po•

4.17 ★ (ex) Indiquez les ions stables formés pour les éléments suivants.

a) Y
b) Te
c) Li
d) Al
e) P

Correctif 4.17 : Un ion est considéré comme stable si la couche électronique est complète. Cet ion est trouvé en choisissant le plus petit nombre d'électrons à ajouter ou à enlever.

a) Y^{3+} (4 paires, couche complète)

b) Te^{2-} (4 paires, couche complète)

c) Li^{+} (1 paire, couche complète)

d) Al^{3+} (4 paires, couche complète)

e) P^{3-} (4 paires, couche complète)

4.18 (ex) Pourquoi ne vous demande-t-on pas la structure électronique externe des métaux de transitions ? (✒)

Correctif 4.18 : L'arrangement des électrons dans les orbitales d pour les métaux de transition est nettement plus complexe. Il y a des règles particulières, où même une couche incomplète présente une certaine stabilité. On ne peut donc pas présenter les paires et les célibataires aussi facilement. Et ce d'autant plus qu'il y a plus de 8 électrons (4 orbitales), donc la structure serait sensiblement différente de ce que vous avez vu pour les autres éléments.

Spectre

4.19 ★ (th) Pourquoi les atomes peuvent-il émettre de la lumière ?

Correctif 4.19 : Les électrons qui se trouvent autour de l'atome se trouvent à des états d'énergie précis lorsqu'il est stable. Lorsque l'on excite un atome (chaleur, plasma, lumière), les électrons se trouvent à un autre état, plus énergétique et instable (état excité). Lorsque les électrons retournent à leur état d'énergie initial, stable, les électrons perdent l'énergie qu'ils ont reçue. Cette énergie est émise sous forme de lumière.

4.20 (th) Quelle est la différence entre la structure électronique d'un atome dans son état fondamental et dans son état excité ? Comment obtient-on un état excité ?

Correctif 4.20 : L'état fondamental est l'état normal, le moins énergétique. Les différents états excités correspondent à des structures électroniques où les électrons ne se trouvent pas tous dans les orbitales de plus faible énergie. Pour fournir de l'énergie, on peut utiliser de nombreuses sources : électricité, chaleur et lumière sont les plus courantes.

4.21 ★ (th) En quoi la couleur émise par un atome dépend-elle de la structure électronique ?

Correctif 4.21 : Les différentes couleurs correspondent en fait à de l'énergie. Le bleu est par exemple plus énergétique que le rouge (cela dépend de la longueur d'onde :

plus elle est petite, plus l'onde est énergétique). Lorsque les électrons retournent à leur état d'énergie initial, stable, les électrons perdent l'énergie qu'ils ont reçue. Vu que dans chaque type d'atome les électrons se trouvent à des états d'énergie spécifiques (structure électronique), l'énergie émise est différente pour chaque élément chimique. La lumière émise est donc spécifique (couleur précise) et dépend donc de ce retour de l'état excité à l'état stable.

4.22 (th) Pourquoi peut-on déterminer l'élément présent dans un échantillon en fonction de son spectre ?

Correctif 4.22 : Vu que dans chaque type d'atome les électrons se trouvent à des états d'énergie spécifiques (structure électronique), l'énergie émise (et donc les couleurs) est différente pour chaque élément chimique. Suivant les lumières émises, on peut avoir des informations sur la structure électronique de l'atome, et donc sur l'atome lui-même. Il faut évidemment une référence, un spectre que l'on connaît et auquel on peut comparer le résultat obtenu (cf. première page cartonnée de la table CRM).

4.23 (th) Pourquoi les spectres se présentent sous forme de raies ? (✒)

Correctif 4.23 : Les transitions électroniques (passage des électrons d'un niveau d'énergie à l'autre) étant spécifiques de chaque élément chimique (cela dépend de la répartition des électrons dans les orbitales et des niveaux d'énergie de ces dernières), différentes énergie peuvent être émises par chaque type d'atome. Cela se traduit par des valeurs précises d'énergie (bandes fines) que l'on appelle « raies ». (cf. première page cartonnée de la table CRM)

4.24 ★ (ex) Dans une ampoule à incandescence, le passage du courant électrique rend lumineux le filament. Expliquez ce qui produit cette lumière.

Correctif 4.24 : L'énergie amenée par le passage du courant électrique permet aux électrons présents dans le filament de monter sur des couches électroniques éloignées de l'atome. Lorsqu'ils reviennent à leur place (cet état est instable), ils émettent de la lumière.

4.25 (ex) Les scientifiques arrivent à déterminer la composition des étoiles en analysant la lumière qu'elles émettent. Comment cela est-il possible ?

Correctif 4.25 : Les étoiles sont des soleils et sont donc très chaudes et riches en énergie. Les atomes présents dans ces astres émettent par conséquent de la lumière car ils passent sans cesse par des états excités. Comme un élément spécifique émet toujours les mêmes rayonnements (il a le même spectre de raies) partout dans l'univers (cf. première page cartonnée de la table CRM), on peut identifier les éléments chimiques présents à de très grandes distances en étudiant les longueurs d'ondes émises ou absorbées par les étoiles.

Tableau périodique

4.26 ★ (th) Est-ce qu'il n'y a qu'un seul tableau périodique ?

Correctif 4.26 : Non, il est possible de mettre les informations que l'on veut dans un tableau périodique et d'utiliser les couleurs que l'on souhaite. Il y en a donc un grand nombre. Toutefois, on retrouve le plus souvent la même organisation des éléments, qui illustre la similarité des propriétés des éléments. Il ne s'agit donc pas que d'une liste d'éléments, mais d'une organisation des propriétés. Historiquement, il y a eu un certain nombre de tentatives pour obtenir la meilleure organisation des éléments, et le tableau originel imaginé par Mendeleïev n'avait pas la forme actuelle.

4.27 (th) Pourquoi Mendeleïev est-il si important pour la chimie ?

Correctif 4.27 : Dmitri Ivanovich Mendeleïev, chimiste russe (1834-1907), a apporté la classification périodique des éléments en 1869, après avoir constaté qu'il était possible de regrouper les éléments connus jusqu'alors selon des familles possédant des propriétés analogues. La construction de son tableau périodique a par ailleurs permis de prévoir l'existence d'éléments qui n'avaient pas encore été découverts. Lothar Meyer a fait la même proposition la même année, mais son nom n'a pas été retenu par l'Histoire comme celui de Mendeleïev...

4.28 ★ (th) Dans le tableau périodique, que représente l'ensemble des éléments :

a) d'une ligne ?

b) d'une colonne ?

Correctif 4.28 :

a) Dans une ligne du tableau périodique, on retrouve tous les éléments possédant le même nombre de couches électroniques remplies (couche externe indiquée tout à gauche).

b) Dans une colonne du tableau périodique, on retrouve tous les éléments présentant la même structure électronique externe (nombre et organisation des électrons sur la dernière couche).

4.29 (th) Dans le tableau périodique, où trouve-t-on les éléments dont les atomes ont toutes leurs couches électroniques complètes ?

Correctif 4.29 : Il s'agit des gaz rares, que l'on trouve dans la colonne VIIIA (couleur jaune sur le tableau périodique de la table CRM).

4.30 ★ (th) Quelle est la caractéristique électronique des éléments de la colonne IIA ? Pourquoi l'hélium ne se trouve-t-il pas dans la colonne IIA ? Pourquoi se trouve-t-il dans la colonne VIIIA ?

Correctif 4.30 : Les éléments de la colonne IIA possèdent tous deux électrons célibataires sur leur couche électronique externe. L'hélium ne se trouve pas dans cette

colonne parce que ses 2 électrons externes ne sont pas célibataires, ils forment une paire. L'hélium se trouve dans la colonne VIIIA parce qu'il possède une couche électronique externe complète, comme tous les autres éléments de cette colonne, même s'il n'a pas 8 électrons dans sa couche externe, contrairement aux autres.

4.31 (mo) Pourquoi tous les métaux ont-ils des nombres d'oxydation ($\approx$ charges) uniquement positifs ?

Correctif 4.31 : Les métaux, par définition, cèdent « volontiers » des électrons. Ils deviennent donc positifs (plus de protons que d'électrons). Les métaux ne se lient pas entre eux par des liaisions covalentes, contrairement aux non-métaux.

4.32 (ex) De quelle catégorie d'éléments font partie (entre autres) C, P, S, et Br ?

Correctif 4.32 : Des non-métaux, en rouge sur le tableau périodique de la table CRM.

4.33 (ex) Parmi les gaz rares, Kr et Xe forment quelques composés avec O et F. Sans développer ces composés, expliquez pourquoi ces composés sont inattendus.

Correctif 4.33 : La couche externe du krypton et du xénon est complète ils ne devraient pas partager leurs électrons (liaisons formant des composés). Cependant O et F sont tellement électronégatifs qu'ils peuvent malgré tout utiliser les électrons des gaz rares pour former des liaisons.

4.34 (ex) Pourquoi est-ce que les éléments H et He sont rangés différemment des autres ?

Correctif 4.34 : Car la première couche ne contient que deux électrons. Afin de respecter l'agencement, ils doivent être placés ainsi (H au début, He avec les éléments qui ont une couche complète). **4.35 ★ (ex)** Indiquez les points communs et les différences pour chaque cas ci-dessous. Illustrez les points a) à c) par un exemple approprié.

a) deux atomes appartenant à la même colonne du tableau périodique ?
b) atomes appartenant à la même ligne du tableau périodique ?
c) deux isotopes d'un même élément ?
d) le cation monovalent (une seule charge) K^+ et un atome d'argon ?
e) l'atome de fer et l'atome de rhodium ?
f) l'atome d'iode et l'atome de carbone ?
g) l'élément de symbole Tc et l'élément de symbole Pu ?
h) le lanthane et le gadolinium ? (✒)

Correctif 4.35 :

a) Le nombre de couches est différent, alors que la structure électronique externe est identique

Exemple : Cs et Fr possèdent un célibataire mais leurs électrons sont respectivement sur 6 et 7 couches.

b) Le nombre de couches où se trouvent les électrons est le même, mais ils peuvent être agencés différemment (structure électronique externe).
Exemple : Na et Cl ont tous deux leurs électrons répartis dans 3 couches, mais le sodium a un électron externe et le chlore 3 paires et un célibataire.

c) Le nombre de proton est identique contrairement au nombre de neutrons ?
Exemple : ^{16}O et ^{18}O possèdent 8 protons, mais l'un a 8 neutrons, l'autre 10.

d) Ils possèdent une structure électronique similaire (3 couches électroniques pleines ; 4 paires dans la couches externes), mais un nombre différent de protons (19 et 18 respectivement).

e) Il s'agit de deux métaux de transition (électrons dans les orbitales d), mais les électrons sont répartis dans 4 et 5 couches respectivement. La structure électronique externe est probablement différente (cf. nombres d'oxydation).

f) Il s'agit de deux non-métaux, mais la structure électronique externe et le nombre de couches où se trouvent les électrons sont différents.

g) Tc : Z = 43, Pu : Z = 94. Il s'agit de deux éléments artificiels (non naturels, créés par l'Homme), mais leurs couches électroniques utilisées et la répartition des électrons est différente. Tc n'a pas d'électrons « f » alors que Pu oui.

h) Ils ont commencé la même couche électronique (6^e), mais l'un a des électrons « f » et pas l'autre.

4.36 ★ (ex) Pourquoi appelle-t-on ce tableau « périodique » ?

Correctif 4.36 : Les propriétés des éléments sont périodiques, c'est-à-dire qu'elles se répètent tous les *x* éléments. Certains éléments ont donc des propriétés similaires (même colonne) alors qu'ils n'ont pas la même masse ni le même nombre d'électrons.

4.37 (ex) Trouvez un élément qui pourrait avoir des propriétés similaires...

a) au soufre

b) au carbone

c) au magnésium

Correctif 4.37 :

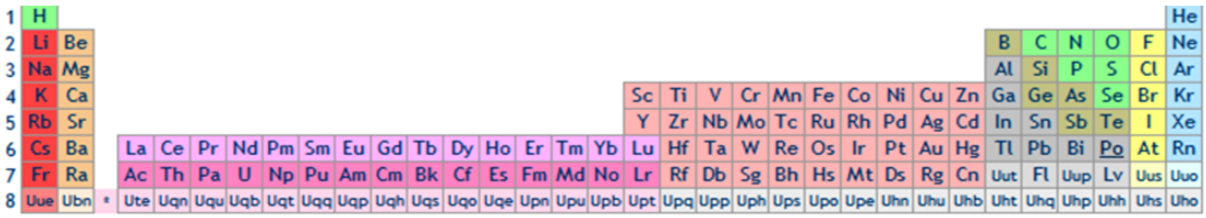
a) Un élément qui se trouve dans la même colonne, comme l'oxygène, le sélénium ou le tellure par exemple.

b) Un élément qui se trouve dans la même colonne et qui est également un non-métal, comme le silicium. Les métaux de la même colonne auront probablement des propriétés différentes.

c) Un élément qui se trouve dans la même colonne, comme la calcium, le béryllium ou le strontium par exemple.

4.38 (ex) Que signifie la ligne bleue en biais qui part du Lanthane (Z = 57 et de l'actinium (Z = 89) ? Dessinez le tableau périodique « réel » et expliquez pourquoi on ne le représente pas de cette façon habituellement.

Correctif 4.38 : En réalité, le bloc du bas devrait se trouver à la suite. Mais cette représentation est peu pratique, car elle allonge le tableau avec des éléments artificiels, peu utilisés en chimie, qui occupent une place centrale.



4.39 (ex) Pour quelle raison y a-t-il « ... » à la fin de certains tableaux périodiques ?

Correctif 4.39 : Car on continuer de créer de nouveaux éléments. Le tableau n'est pas terminé. Ces éléments sont cependant tous artificiels et n'existent pas dans la nature.

4.40 (ex) Faites un lien entre le code couleur du tableau de votre table CRM et les propriétés des éléments. (✒)

Correctif 4.40 : Bleu foncé : métaux, cèdent des électrons (vident le début de la couche) ;

Bleu clair : métaux de transition, cèdent des électrons (stabilité obtenue sans toujours vider la couche) ;

Rouge : non-métaux : tendance à accepter des électrons (remplissent la couche) ;

Mélange rouge/bleu : métalloïdes. Propriétés entre les métaux et les non-métaux ;

Jaune : gaz rares. Couche complète, pas/peu réactifs car couche pleine.

Voici un tableau des propriétés-clés (gaz rares non indiqués car non réactifs) :

Métal	Semi-métal (métalloïde)	Non-métal
Très bon conducteur (chaleur + électricité)	Conducteur modéré	Isolant
Résistance électrique directement proportionnelles à la température	Résistance électrique inversement proportionnelles à la température	Résistance électrique indépendante de la température
Malléable et ductile	Cassant	Ni malléable, ni ductile
Oxydes et halogénures non volatiles, dont le point de fusion est élevé	Oxydes et halogénures volatiles, dont le point de fusion est bas	Oxydes et halogénures volatiles, dont le point de fusion est bas

4.41 (ex) Pourquoi les colonnes « B » apparaissent-elles seulement à la 4e couche ? (✒)

Correctif 4.41 : Les électrons se placent dans les orbitales « d » seulement après que les couches précédentes sont remplies (jusqu'à 4s). En réalité, les premières orbitales « d » sont dans la troisième couche, mais le niveau d'énergie 3d est plus élevé que la 4s. Donc la 4s est remplie en premier. Le modèle de Bohr ne permet pas d'expliquer ces subtilités.

Electronégativité

4.42 (th) Peut-on lier des ions Na^+ avec des ions Ca^{2+} ? Justifiez votre réponse.

Correctif 4.42 : Non, un composé est toujours globalement neutre. Une interaction entre une charge positive et une charge négative est nécessaire ! La force d'attraction entre quelques grammes d'anions et de cations qui seraient séparés par un mètre serait énorme. En revanche, la répulsion entre les charges négatives est elle aussi très importante.

4.43 (th) Quel est l'atome le plus électronégatif ?

Correctif 4.43 : Il faut chercher en haut à droite du tableau périodique : le fluor χ(F) = 3,9.

4.44 ★ (th) Parmi les éléments de la colonne IIA, quel est celui qui cédera ses électrons le moins facilement à l'oxygène ? Justifiez votre réponse.

Correctif 4.44 : Le béryllium, car son électronégativité est la plus élevée de la colonne : χ(Be) = 1,5.

4.45 (mo) Quel est le lien entre le nombre d'électrons et la tendance d'un atome à accepter ou céder des électrons supplémentaires ?

Correctif 4.45 : Si la couche est presque pleine, il ne manque que quelques électrons pour la compléter. L'atome aura donc tendance à accepter des électrons supplémentaires. Si la couche est juste commencée, il n'y a que quelques électrons en trop. L'atome aura donc tendance à céder ces électrons surnuméraires. Il est énergétiquement plus favorable de céder 1-2 électrons que d'en prendre 6-7, et inversement.

4.46 ★ (mo) Pourquoi le fluor n'a-t-il pas de nombre d'oxydation ($\approx$ charges) positif alors que c'est le cas pour certains autres non-métaux ?

Correctif 4.46 : Le fluor est l'atome le plus électronégatif. Aucun autre atome ne peut lui prendre des électrons. Ainsi, il ne pourra jamais être chargé positivement. Les autres non-métaux peuvent parfois se lier à d'autres non-métaux et leur céder des électrons car ils sont plus électronégatifs. Ainsi, ils peuvent être chargés positivement.

4.47 (ex) Classez par ordre croissant les atomes suivants en fonction de leur capacité à donner des électrons : Cs, Ba, Ca, In, Ge. Justifiez la réponse.

Correctif 4.47 : Il faut comparer les valeurs d'électronégativité (tendance à accepter des électrons) : χ(Cs) = 0,6 $<$ χ(Ba) = 0,9 $<$ χ(Ca) = 1,0 $<$ χ(In) = 1,6 $<$ χ(Ge) = 2,3. En observant les valeurs d'électronégativité, on remarque que le césium donnera plus facilement ses électrons que le Germanium. **4.48 ★ (ex)** Répondez aux questions ci-dessous en justifiant votre propos.

a) Quel est l'ion stable formé par l'arsenic ?
b) Quel est l'ion stable formé par le néon ?
c) À quel élément appartient l'ion portant deux charges négatives et possédant 54 électrons ?
d) Combien de protons forment le noyau de l'ion Ba^{2+}
e) Combien d'électrons forment le nuage électronique de l'ion Ru^{4+} ?

Correctif 4.48 :

a) As^{3-} : couche complétée après avoir accepté 3 électrons.
b) Aucun : couche déjà complète et stable.
c) Tellure (Te) : 54 électrons et deux charges négatives donc 52 protons.
d) 56 protons : la charge ne change pas le nombre de protons.
e) 40 électrons : 44 protons et 4 charges positives, donc 4 électrons cédés.

4.49 (ex) Si un ou plusieurs atome(s) de chlore rencontre(nt) un ou plusieurs atome(s) de magnésium, va-t-il y avoir un échange d'électron(s) ? Justifier votre réponse.

Correctif 4.49 : Oui, car le magnésium aura tendance à céder (métal, électronégativité faible) deux électrons (pour avoir une couche pleine). Et le chlore aura tendance

à accepter (non-métal, électronégativité élevée) un électron (pour avoir une couche pleine). Un atome de magnésium va donc céder ses deux électrons à deux atomes de chlore (et former une molécule, $MgCl_2$).

4.50 ★ (ex) Deux étudiants travaillent sur un modèle plastique d'un atome sur lequel ils peuvent facilement ajouter ou enlever des protons, des neutrons ou des électrons. Ils construisent le modèle de l'atome neutre de carbone 14. Leur prochaine étape est de faire le ion « 2+ » de cet atome de carbone. L'étudiant A enlève 2 électrons sur le modèle précédent ; l'étudiant B ajoute deux protons sur le modèle précédent. Est-ce que les deux élèves ont formé un ion voulu ?

Correctif 4.50 : L'étudiant B a formé de l'oxygène en modifiant le nombre de protons (+2). L'étudiant A, en enlevant deux électrons, ne modifie pas le nombre de proton et conserve le même élément en modifiant la charge. Il a bien formé l'ion « 2+ » du carbone. En pratique pour modifier le nombre de protons ou de neutrons il faut un accélérateur de particule...

5 Liaisons chimiques, nombre d'oxydation, valence

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

liaison métallique	liaison ionique	liaison covalente pure	liaison covalente polarisée
charge	charge partielle	notation de Lewis	formule brute
formule développée	nombre d'oxydation	valence	molécule
diatomique	polyatomique	réseaux	liaison hydrogène
attraction électrostatique	forces intermoléculaires	liaison (non) dirigée	« entité formulaire »

Symboles

$\delta+$ $\delta-$ $+$ $-$



Savoirs et savoir-faire

☐ expliquer pourquoi des atomes ont tendance à se lier
☐ expliquer ce qu'est une liaison chimique
☐ représenter la liaison métallique et expliquer ses propriétés
☐ représenter la liaison ionique et présenter ses propriétés
☐ représenter la liaison covalente pure et présenter ses propriétés
☐ représenter la liaison covalente polaire et présenter ses propriétés
☐ comparer les propriétés physiques de différentes substances à l'aide des liaisons présentes
☐ catégoriser le type de liaison entre deux atomes
☐ représenter des molécules avec plus de deux éléments en respectant le type de liaison et la notation
☐ déterminer la formule brute à partir d'une formule développée, et inversement
☐ expliquer la différence entre un chiffre en indice et un chiffre devant un élément chimique
☐ donner les ions séparés dans l'eau à partir d'une formule développée
☐ expliquer ce que sont la valence et le nombre d'oxydation
☐ donner le nombre d'oxydation d'un atome à partir d'une formule développée
☐ donner la valence d'un atome à partir d'une formule développée

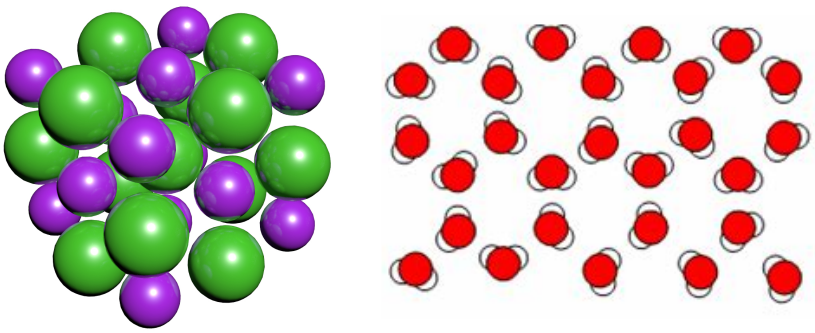
Exercices

5.1 ★ (th) Expliquez brièvement pourquoi les atomes se lient à d'autres atomes pour former des molécules

Correctif 5.1 : L'association des atomes à travers le transfert ou le partage d'électrons libère de l'énergie. Une molécule est plus stable que les atomes qui la constituent isolés les uns des autres.

5.2 ★ (th) Expliquez la différence entre les réseaux et les molécules.

Correctif 5.2 : Les réseaux sont des organisations submicroscopiques où l'on ne peut pas réellement isoler une molécule. C'est le cas pour tous les composés ioniques, pour lesquels la formule brute ne représente pas une molécule, mais plutôt une « entité formulaire », c'est à dire la proportion entre ions que l'on trouve dans le composé. Visuellement, il s'agit de la même notation, de type formule brute, mais la signification est différente. Les molécules sont des organisations d'atomes où l'on peut isoler un composé particulier, une molécule. Il peut y avoir des interactions entre les molécules (forces intermoléculaires) qui maintiennent les molécules plus ou moins fortement ensemble, mais les molécules sont isolables. Voici, à gauche, un réseau de NaCl où on ne distingue pas de molécules, et à droite des molécules d'eau en interaction (les forces n'ont pas été représentées).



5.3 ★ (th) Qu'est-ce que l'électronégativité ? Quel est son rôle dans la formation de liaisons chimiques ?

Correctif 5.3 : Il s'agit de la tendance à prendre ou à donner des électrons notée χ. Vu que la liaison chimique consiste à un transfert ou une mise en commun d'électrons ce paramètre est très important. Les liaisons ioniques nécessitent une grande différence d'électronégativité entre les atomes, alors que ce n'est pas le cas pour les liaisons covalentes.

5.4 (th) Combien y a-t-il d'électrons dans une liaison covalente (pure ou polarisée) ? et dans une liaison ionique ?

Correctif 5.4 : Il y a toujours **deux** électrons dans une liaison covalente ! Une liaison

covalente est en réalité un recouvrement entre deux orbitales, et chaque orbitale peut contenir au maximum deux électrons. Donc chaque électron « seul dans une orbitale » est mis en commun avec un autre électron « seul dans une orbitale » d'un autre atome. Il y a ainsi une orbitale pleine de chaque côté, les deux électrons occupant en même temps les deux orbitales. Dans une liaison ionique, il n'y a pas d'électrons. Il s'agit d'une interaction électrostatique, c'est à dire de charge opposée qui s'attirent.

5.5 ★ (ex) En respectant la règle de l'octet, écrivez les formules brutes des composés qu'il est possible de former en combinant un ou plusieurs atomes :

a) de sodium et d'oxygène

b) de silicium et d'hydrogène

c) d'aluminium et d'oxygène

Correctif 5.5 : Il s'agit ici de former des composés neutres et qui n'ont plus d'électron célibataire.

a) Na_2O b) SiH_4 c) Al_2O_3

5.6 (th) Pourquoi un atome ou un groupe d'atomes peut-il avoir une charge ? Quelle est la différence avec une charge partielle ?

Correctif 5.6 : Si un élément cède ou accepte un ou des électrons, la charge ne sera plus nulle. L'atome devient un ion ; un cation si la charge est positive, un anion si la charge est négative. Les attractions entre ces cations et ces anions forment les liaisons ioniques. En revanche, dans les liaisons covalentes polarisées, l'électron qui se trouvait à 100% autour d'un atome se trouvera également autour d'un autre. Si l'atome a un (ou plusieurs) électron(s) qui passe(nt) plus de temps autour de lui, sa charge sera modifiée (plus négatif qu'avant). Vu que l'électron n'est pas réellement intégré à l'atome, et toujours partagé, on ne peut considérer une réelle charge acquise. On parlera donc ici de charge partielle (négative, car l'électron est accepté), symbolisée par un $\delta-$. Si l'électron est cédé plutôt qu'accepté, la charge partielle est positive, symbolisée par un $\delta+$.

5.7 (th) Donnez deux formules brutes valables pour chacun des énoncés suivants :

a) une molécule diatomique constituée d'atomes d'un même élément

b) une molécule diatomique constituée d'atomes d'éléments différents

c) une molécule polyatomique constituée d'atomes d'un même élément

d) une molécule polyatomique constituée d'atomes d'éléments différents.

Correctif 5.7 : Molécule = plusieurs atomes. Diatomique = il y en a 2. Polyatomique = il y en a plus que 2...

a) H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2...

b) HCl, CO, NO

c) S_8, P_4, O_3...

d) H_2O, CO_2, H_2SO_4...

5.8 (ex) Sachant que l'un des deux types d'atomes d'un composé est de l'aluminium, trouvez une formule brute possible pour chaque cas afin que ce composé soit tel que :

a) ses liaisons soient ioniques ;

b) ses liaisons soient covalentes.

Correctif 5.8 :

a) AlF_3 a des liaisons ioniques car la différence d'électronégativité entre le fluor et l'aluminium est de 2,1($> 1{,}65$) et qu'il s'agit d'une liaison entre un métal et un non métal. Chaque célibataire de l'aluminium est capté par un atome de fluor ce qui forme des ions Al^{3+} et F^-.

b) Impossible ! Les métaux ne forment pas de liaisons covalentes mais des liaisons métalliques.

5.9 (ex) PCl_5 est une molécule qui ne respecte pas la règle de l'octet. Toutefois, elle existe. Expliquez comment cela est possible. (✒)

Correctif 5.9 : Il y a des orbitales en plus qui sont « disponibles ». Les orbitales d de la 3e couche du phosphore sont vides. Il y a 10 électrons qui peuvent être placés dans 5 orbitales. Cela s'appelle la valence étendue.

5.10 ★ (th) Décrivez les espèces chimiques suivantes en utilisant les termes adéquats (atomes, molécules et ions) :

a) 3 No b) 3 NO c) NO_3^-

Correctif 5.10 : Attention au symbolisme qui est extrêmement important !

a) 3 atomes de nobélium (No, 1 élément).

b) 3 molécules de NO (« monoxyde d'azote », deux éléments).

c) 1 anion NO_3^- (« nitrate », deux élément, une charge négative).

5.11 ★ (th) Comment peut-on suggérer un état physique à température ambiante d'une substance inconnue en connaissant le type de liaison qui la compose ?

Correctif 5.11 : Si l'on sait que les composants d'une substance sont fortement retenus entre eux, il sera difficile de les séparer. Donc si une liaison a pour caractéristique de beaucoup retenir les composants, il faudra plus d'énergie pour les séparer. Transformer cette substance en liquide ou en gaz va demander plus d'énergie, les points de fusion et d'ébullition seront donc plus élevés. A température ambiante, il sera possible de proposer un état physique en fonction de la force d'interaction. Les réseaux, soit les liaisons métallique et ionique, sont typiquement constitués de nombreuses interactions. Les métaux et les composés ioniques auront donc des points de fusion et

d'ébullition plus élevés. Les liaisons intermoléculaires, comme la liaison hydrogène, vont former de multiples interactions entre les molécules. La présence de ce type de liaisons va donc également induire des points de fusion et d'ébullition élevés. Comme ces forces intermoléculaires sont généralement moins fortes que les réseaux présentés plus haut, les points de fusion et d'ébullition seront plus bas que dans les réseaux (mais plus haut que sans interaction).

5.12 (th) Quel est le rôle de la masse molaire sur la valeur du point d'ébullition ?

Correctif 5.12 : Une ébullition est le passage de lqiuide à gaz. Les composants doivent donc totalement se séparer et partir dans l'air. Plus une substance a une masse molaire élevée, plus elle est « lourde », plus il faut d'énergie pour la vaporiser. Ainsi, les espèces à faible masse molaire ont généralement des point d'ébullitions plus bas que les espèces à forte masse molaire. Sauf si des forces d'attraction comme les liaisons hydrogène les retiennent, évidemment.

5.13 (th) Comment est-ce qu'une meilleure connaissance de l'organisation des composés au niveau moléculaire (cristaux) permet d'expliquer des différences de points de fusion ? (✒)

Correctif 5.13 : Selon l'organisation, et tout particulièrement la caractérisation du nombre et du type de forces qui maintiennent les composants ensemble, on peut déterminer s'il sera plus ou moins facile de séparer les différents constituants du composé. Plus c'est facile, moins il faut d'énergie pour le faire, plus le point de fusion est bas. Plus c'est difficile de les séparer, plus il faut d'énergie pour le faire, plus le point de fusion est élevé.

5.14 ★ (mo) Représentez la déformation du nuage électronique dans chaque espèce :

a) Br_2 b) HBr c) KBr d) He

Correctif 5.14 : Seul le nuage électronique des **électrons participants à la liaison** sont représentés afin de simplifier. On ne tient pas compte ni du type d'orbitale ni de la structure tridimensionnelle dans ces exemples. La différence d'électronégativité permet de connaître cette déformation. $\Delta\chi = 0$, covalente pure, nuage homogène ; $1{,}65 > \Delta\chi > 0$, covalente polaire, nuage hétérogène, plus important vers l'atome le plus électronégatif ; $\Delta\chi > 1{,}65$, ionique, nuage très hétérogène, uniquement vers l'atome le plus électronégatif. Le dernier est un piège. Il ne s'agit pas d'une molécule ! !



5.15 (ex) Citez trois propriétés des substances composées uniquement de...

a) liaisons métalliques

b) liaisons covalentes

c) liaisons ioniques

Correctif 5.15 :

a) conduit l'électricité et la chaleur, liaison non dirigée dans l'espace (force électrostatique entre électrons et cations), substance macroscopique déformable, point de fusion et d'ébullition élevé.

b) Liaison dirigée dans l'espace (mise en commun d'électrons), point de fusion « plus bas », rarement conducteur d'électricité et de chaleur, se dissout en général moyennement dans l'eau.

c) Liaison non dirigée dans l'espace (force électrostatique entre cations et anions), point de fusion élevé, cassable en couche, se dissout bien dans l'eau, permet de conduire l'électricité SI la substance est mise dans l'eau (pas de conduction dans le solide).

Liaisons covalentes (molécules)

5.16 ★ (th) Quelle est la différence entre une liaison covalente pure et une liaison covalente polarisée ?

Correctif 5.16 : Une liaison covalente pure est un partage équitable d'électrons, aucun des deux atomes ne tire plus vers lui le nuage électronique, chaque atome en a une part équivalente. En revanche, une liaison covalente polarisée est un partage inégal d'électrons, où l'un des deux atomes tire plus vers lui le nuage électronique, en laissant une plus petite partie à l'autre.

5.17 ★ (th) Parmi les molécules suivantes, laquelle aurait le plus de chance d'être formée ? Justifiez votre raisonnement.

a) CH_3 b) CH_4 c) CH_5

Correctif 5.17 : CH_4 ! Le carbone possède 4 électrons célibataires qu'il peut partager. Un atome d'hydrogène peut également mettre un électron en commun. Si 4 atomes d'hydrogènes se placent autour du carbone, ce dernier a alors 4 paires d'électrons (un octet) autour de lui (4 à lui et 4 fournis par les 4 atomes d'hydrogène). L'hydrogène est également stabilisé par une couche pleine (2 électrons dans la première couche).

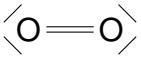
5.18 (th) Quelle est la différence entre une double liaison entre deux fois deux célibataires et une double liaison entre une paire et deux célibataires ?

Correctif 5.18 : Aucune. Il s'agit de doubles liaisons dans les deux cas, sans différence chimique (longueur, propriétés,...). En général, les molécules sans célibataires sont stables et il y a une possibilité supplémentaire de liaison avec une paire, ce qui permet de former plusieurs composés à partir des mêmes atomes. La formule brute est différente, mais cela ne change pas le type de liaison.

5.19 ★ (mo) Dessinez la formule développée de molécules contenant uniquement des liaisons covalentes pures à l'aide des atomes suivants.

a) H b) Cl c) N d) O

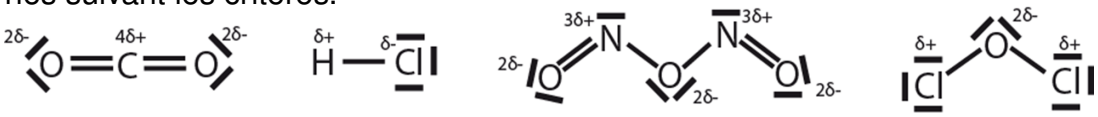
Correctif 5.19 :

a) H—H b) |Cl—Cl| c) |N≡N| d) 

5.20 ★ (mo) Dessinez la formule développée de molécules contenant uniquement des liaisons covalentes polarisées à l'aide des atomes suivants.

a) C et O b) Cl et H c) N et O d) Cl et O

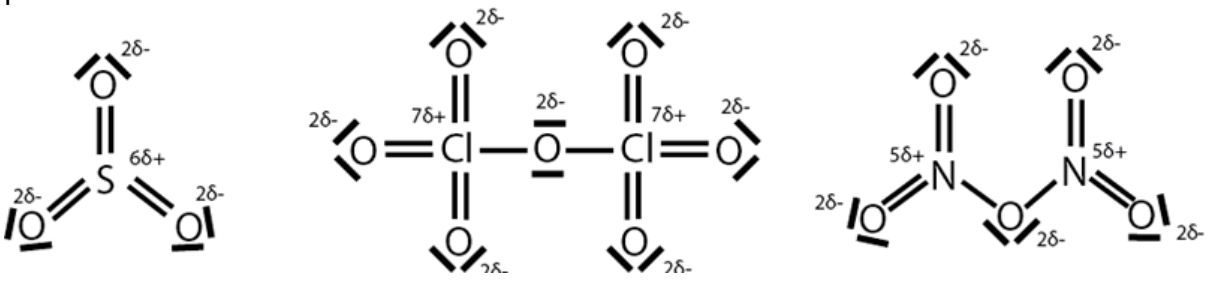
Correctif 5.20 : On peut considérer la liaison chlore-oxygène comme pure au vu de la différence d'électronégativité. Ici, il est spécifiquement dit que les liaisons son des covalentes polaires et cette liaison est donc traitée comme telle. Il s'agit en effet d'une liaison très faiblement polarisée, que l'on peut placer dans l'une ou l'autre des catégories suivant les critères.



5.21 ★ (mo) Dessinez la formule développée de composés contenant un maximum d'oxygène à l'aide des atomes suivants. Indiquez les charges ou les fractions de charge si nécessaire.

a) S et O b) Cl et O c) N et O

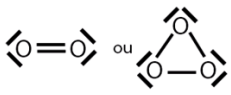
Correctif 5.21 : Même remarque pour la liaison chlore-oxygène que dans l'exercice précédent.



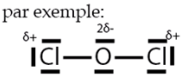
5.22 ★ (mo) Développez une molécule avec les atomes indiqués. Indiquez le type de liaison formée, donnez la formule brute et les ions éventuellement formés dans l'eau.

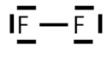
a) O
b) N
c) Cl et O
d) F
e) N et H
f) C et S
g) C et H
h) P et O
i) B et Cl

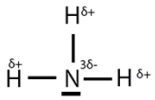
Correctif 5.22 : Même remarque pour la liaison chlore-oxygène que dans l'exercice précédent. Lorsqu'il est indiqué "par exemple", c'est que plusieurs possibilités existent entre les deux atomes indiqués.

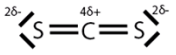
a)  ou
Δx=0
covalence pure
O_2 et O_3
Pas d'ions

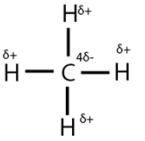
b) 
Δx=0
covalence pure
N_2
Pas d'ions

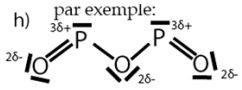
c) par exemple: 
Δx=0,3
covalence polarisée
Cl_2O
Pas d'ions

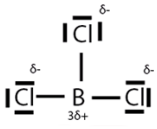
d) 
Δx=0
covalence pure
F_2
Pas d'ions

e) 
Δx=0,7
covalence polarisée
NH_3
Pas d'ions

f) 
Δx=0,2
covalence polarisée
CS_2
Pas d'ions

g) 
Δx=0,3
covalence polarisée
CH_4
Pas d'ions

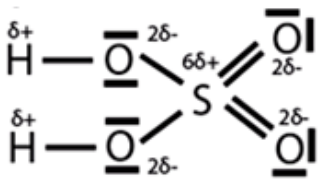
h) par exemple: 
Δx=1.1
covalence polarisée
P_2O_3
Pas d'ions

i) 
Δx=1.1
covalence polarisée
BCl_3
Pas d'ions

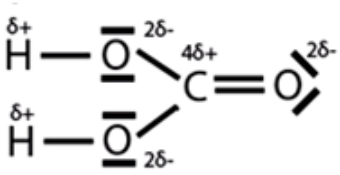
5.23 ★ (mo) Dessinez la formule développée des molécules ci-dessous :

a) H_2SO_4
b) H_2CO_3
c) $HClO_2$

Correctif 5.23 :

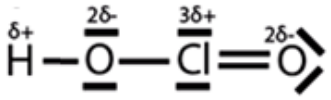
a) 
ΔX_{HO}=1,2
ΔX_{SO}=0,7
liaison covalente polarisée
en théorie, pas d'ions
en pratique : $2H^+ + SO_4^{--}$

b)



ΔX_{HO}=1,2
ΔX_{CO}=2,2
liaison covalente polarisée
en théorie, pas d'ions
en pratique : $2H^+ + CO_3^{--}$

c)



ΔX_{HO}=1,2
ΔX_{ClO}=0,3
liaison covalente polarisée
en théorie, pas d'ions
en pratique : $H^+ + ClO_2^-$

5.24 (ex) On constate que le carbone pur sous une forme spécifique, le graphite, peut conduire le courant. Sans forcément savoir comment il est agencé, que peut-on déduire de cette information. (✒)

Correctif 5.24 : Si une substance conduit le courant, c'est qu'il y a des électrons qui peuvent se déplacer à l'intérieur de la structure. Comme les liaisons covalentes localisent les électrons entre les atomes, il ne peut s'agir de ce type de liaison, même si on s'attend uniquement à des covalentes pures dans un composé qui ne contient que du carbone. Il y a donc des électrons libres dans le graphite qui permettent la conduction du courant. En effet, dans cette structure, chaque atome de carbone est lié à trois autres comme dans un grillage, et le 4e électron est libre entre des « feuillets ».

5.25 (ex) Comment expliquer que certains composés covalents plutôt légers ont des points d'ébullition assez élevé par rapport à d'autres de même masse molaire ? (✒)

Correctif 5.25 : Si la masse molaire ne joue pas de rôle, la différence est due aux forces d'attractions entre les molécules. Il y a plusieurs forces possible, la plus importante et la plus forte est la liaison hydrogène. La différence de valeur de point d'ébullition illustre donc les forces d'attraction entre molécules.

5.26 (ex) Expliquez pourquoi l'eau, une substance pourtant très légère, a un point d'ébullition très élevé par rapport à des substances similaires.

Correctif 5.26 : Les liaisons hydrogène sont très fortes entre les molécules d'eau. En effet, elle est petite et très polaire, ce qui rend les pôles très marqués (grosse charge et peu de distance, cf. force électrostatique). L'énergie nécessaire pour rompre ces liaisons et « libérer » les molécules d'eau est donc très importante, même s'il s'agit de molécules légères.

Liaison métallique (réseau)

5.27 ★ (th) On parle parfois de certains métaux électropositifs. Expliquez ce terme en présentant deux raisons de son utilisation.

Correctif 5.27 : Les métaux ont tendance à céder leurs électrons. Ils porteront ainsi une charge positive après cette « perte ». De plus, les métaux ont une électronégativité plus baisse, donc une moins grande affinité pour les électrons. Par analogie, on peut donc dire qu'ils ont une électropositivité haute.

5.28 ★ (th) Pourquoi deux atomes de sodium ne se lient-ils pas pour former la molécule Na_2 alors que deux atomes d'hydrogène peuvent se lier pour former la molécule H_2 ? (✒)

Correctif 5.28 : Les atomes d'hydrogène de H_2 obtiendront une couche complète grâce à leur mise en commun dans un liaison covalente. Ce qui n'est pas le cas du sodium qui forme une liaisons métallique !

5.29 ★ (mo) Citez les paramètres modifiant la force électrostatique en expliquant comment elle va être modifiée (plus ou moins forte), puis comment cela va impacter certaines propriétés physiques. (✒)

Correctif 5.29 : La table CRM p.145 présente la force électrostatique (loi de Coulomb). Pour les cas étudiés en chimie, il sera presque uniquement le cas de charges opposés (+ / -) qui s'attirent. On remarque que la force va dépendre de chaque charge et de la distance. Ainsi plus on augmente les charges, plus l'attraction est forte. Un cation avec une charge positive aura une force d'attraction plus faible qu'un cation avec deux voire trois charges positives. Le même raisonnement vaut pour un anion, où plus la charge négative augmente, plus l'attraction envers une charge positive augmente. La formule indique que la force va être diminuée par la distance « au carré », ce qui veut dire que la force est grandement diminuée si les charges sont éloignées. Ainsi, un électron loin du noyau est nettement moins attiré qu'un électron plus proche du noyau. Voici les raisonnements principaux à propos des propriétés qui sont attendus dans le cadre de ce cours.

- Plus les forces d'attraction sont fortes, plus il est difficile de séparer les composants. Le point de fusion reflète l'énergie nécessaire pour casser les forces maintenant les composants. Donc plus la force d'attraction est forte, plus le point de fusion est élevé, et inversement. Un raisonnement similaire peut avoir lieu pour le point d'ébullition, mais le liquide étant moins organisé, ce sont d'autres interactions qu'il faudrait étudier pour en discuter.
- Si les électrons sont peu retenus, ils peuvent plus facilement quitter l'environnement proche du noyau, et se déplacer. Une substance qui contient des charges qui peuvent se déplacer va pouvoir conduire le courant. Donc si les électrons peuvent se déplacer plus facilement, le métal, par exemple, sera plus conducteur. Il y a d'autres caractéristiques plus complexes pour expliquer la conduction du courant, qui ne seront pas traitées dans le cadre de ce cours.

5.30 ★ (mo) Représentez une liaison métallique (schéma général) et expliquez pourquoi

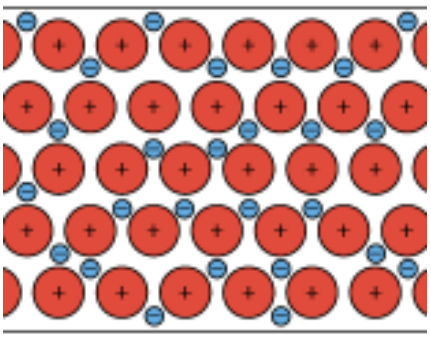
— utiliser le terme d'atomes pour les métaux n'est pas tout à fait judicieux ;

— les métaux ont des points de fusion plutôt élevés ;

— les métaux sont malléables ;

— les métaux conduisent le courant et la chaleur.

Correctif 5.30 : La liaison métallique est constituée de cations entourés par des électrons délocalisés (une « mer » d'électrons). Le schéma ci-dessous représente des cations avec une charge positive, mais ils peuvent être considérés comme une représentation générale de cations qui peuvent porte une ou plusieurs charges positives. Il est évidemment possible d'adapter le schéma en fonction du cas étudié.il ne s'agit pas vraiment d'atomes, qui sont neutres, mais de cations avec des électrons proches, mais pas tout à fait à l'intérieur de la structure. Le symbole des métaux correspond donc à un atome (Au, Na, Al,..), mais la représentation montre qu'ils ne sont pas vraiment considérés comme des ensembles neutres. En effet, s'il s'agit d'atomes, il n'y aurait pas d'interactions entre eux et cela n'expliquerait pas les propriétés observées.

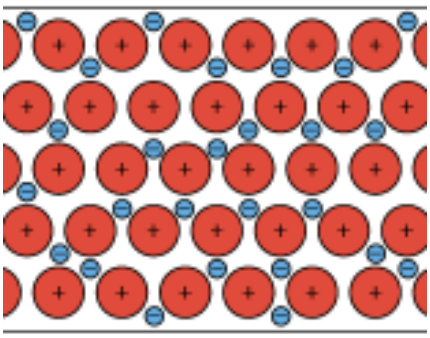


Cet agencement particulier explique toutes les propriétés listées. Comme il y a de nombreuses interactions électrostatiques entre les électrons et les cations, le tout est fortement maintenu ensemble. Cela explique des points de fusion généralement élevés (il y a toutefois de grandes variations entre les différents métaux). Les électrons étant libres de se déplacer au sein de la liaisons, les métaux vont conduire le courant électrique (à nouveau, tous les métaux ne sont pas des conducteurs équivalents). Comme l'organisation n'est pas fixe et que l'ensemble peut se réorganiser, les métaux sont déformables, c'est à dire malléables. Il est évident qu'une barre de fer de 10 cm de diamètre ne se tordra pas comme un trombone... Comme l'organisation n'est pas fixe, l'énergie fournie au système (chaleur) va être absorbée et transmise à l'intérieur de la structure. Les métaux permettent donc de conduire la chaleur en la transmettant entre ses composants. Cela va induire une plus grande agitation moléculaire et donc une dilatation du métal au niveau macroscpique. **5.31 ★ (mo)** Représentez la

composition d'un morceau de lithium au niveau moléculaire et expliquez ce que cela représente. Ensuite, expliquez comment votre schéma sera modifié si l'on avait posé la question pour

a) du césium b) du béryllium c) du mercure

Correctif 5.31 : On représente des cations (monovalents, une charge positive), entourés idéalement par un électron pour chaque cation si l'on veut respecter la neutralité de la charge. Considérant la particularité de l'électron, il est erroné de le représenter comme une particule à l'intérieur de la structure (mais on en est pas à une incohérence près lorsque l'on représente des objets submicrosocopiques...).



a) En remplaçant le lithium par le césium dans la représentation, la charge du cation et le nombre d'électrons délocalisés ne changent pas. La modification importante serait la taille du cation, nettement plus gros que le potassium (3x, cf. CRM p. 244). De plus, le noyau serait nettement plus chargé (plus de protons, et il y aurait un important nombre d'électrons entre le dernier, externe, et ceux plus proches du noyau. Ces autres électrons induisent de nombreuses forces de répulsion (même charge entre les électrons) et diminuent la force d'attraction du noyau ; cela s'appelle l'écrantage. Le dernier électron serait donc plus loin et moins retenu. Ces différences de taille et d'organisation modifient la force de la liaison et les propriétés physiques du métal.

b) En remplaçant le lithium par le béryllium dans la représentation, la charge du cation et le nombre d'électrons délocalisés seront modifiés. Il y aurait maintenant deux charges positives et donc deux électrons externes au lieu d'un. Il y aurait également une modification de la taille du cation, plus petit que le potassium ($\approx 2\times$, cf. CRM p. 244). Il y a un noyau avec un proton de plus (4 au lieu de 3), ce qui change l'attraction. L'électron supplémentaire ne produira pas un écrantage marqué. Ces différences modifient la force de la liaison et les propriétés physiques du métal.

c) En remplaçant le lithium par le mercure dans la représentation, la charge du cation et le nombre d'électrons peuvent être modifié suivant quel nombre d'oxydation on utilise (+1 ou +2). La modification importante serait la taille du cation, nettement plus gros que le potassium ($\approx 2\times$, cf. CRM p. 244). On peut remarquer que même si le nombre de protons et d'électrons est bien plus important que pour le césium, le diamètre de l'atome et du ion est bien plus petit. Ce phénomène est typique de l'évolution périodique (diminution du diamètre en allant à droite dans le tableau périodique). De plus, le noyau serait nettement plus chargé (plus de

protons, et il y aurait un important nombre d'électrons entre le dernier, externe, et ceux plus proches du noyau. On retrouve donc un important effet d'écrantage. Les électrons externes seraient donc plus loin et moins retenu. Ces différences de taille et d'organisation modifient la force de la liaison et les propriétés physiques du métal. D'ailleurs, le mercure est le seul métal liquide à température ambiante, illustrant une très particulière faiblesse des interactions de la liaison métallique pour ce métal...

5.32 (ex) Comment pourrait-on expliquer que le point de fusion du lithium est

a) plus élevé que celui du potassium ;

b) plus bas que celui de l'aluminium.

Correctif 5.32 : Si le point de fusion est plus élevé, c'est que l'interaction électrostatique dans la liaison métallique est plus forte, et inversement. Il convient donc dans le cadre de ce cours de tenir compte de la charge, qui augmente l'attraction, et de la distance (taille de l'atome/du cation, cf. CRM p.244), qui diminue l'attraction.

a) Le lithium et le potassium sont tous les deux des cations avec une charge positive qui forme des attractions avec les électrons libres environnants. Cela n'est donc pas ce paramètre qui permet d'expliquer la différence de point de fusion. En revanche, le potassium a beaucoup plus d'électrons et est donc un atome/cation significativement plus gros que le lithium. Comme la force électrostatique dépend de la distance au carré, elle a un impact important sur cette force. Les électrons externes sont donc moins retenus pour le potassium, ce qui explique une force d'attraction plus faible, ce qui rend la séparation des composants plus facile et un point de fusion plus bas (moins d'énergie nécessaire pour séparer). Le fait qu'il y a plus de protons dans le noyau, et donc plus de charges positives pour augmenter l'attraction, est compensé par la présence de beaucoup plus d'électrons, qui repoussent les électrons externes (écrantage).

b) L'aluminium a une taille assez proche de celle du lithium. Cela n'est donc pas ce paramètre qui permet d'expliquer la différence de point de fusion. En revanche, l'aluminium a trois charge positive alors que le lithium en a une seule. Cela augmente donc la force d'attraction (environ 3x plus forte), ce qui rend la séparation des composants plus difficile, et augmente donc le point de fusion (plus d'énergie nécessaire pour séparer). Le fait qu'il y a plus de protons dans le noyau, et donc plus de charges positives pour augmenter l'attraction, est compensé par la présence de beaucoup plus d'électrons, qui repoussent les électrons externes (écrantage).

5.33 (ex) Pourquoi retrouve-t-on de nombreux métaux « purs » dans les roches alors que les non-métaux « purs » sont pour la plupart gazeux à température ambiante ? Comment peut-on expliquer que le carbone et le soufre soient des exceptions, car ils se trouvent sous forme solide à température ambiante. (✒)

Correctif 5.33 : Les non-métaux forment des composés covalents, où les molécules sont peu retenues entre elles. Comme il faut peu d'énergie pour séparer ces molécules,

il y en a assez à température ambiante, ce qui fait que les composés peuvent être « libérés » et être gazeux. Les métaux forment des liaisons métalliques qui sont des réseaux d'interactions et qui maintiennent les composants entre eux. Comme il faut beaucoup d'énergie pour séparer ces interactions, il n'y en a pas assez à température ambiante, ce qui fait que les composés restent solides.

Liaison ionique (réseau)

5.34 ★ (th) Parmi les composés suivants, lequel aurait le plus de chance d'être formé ? Justifiez votre raisonnement.

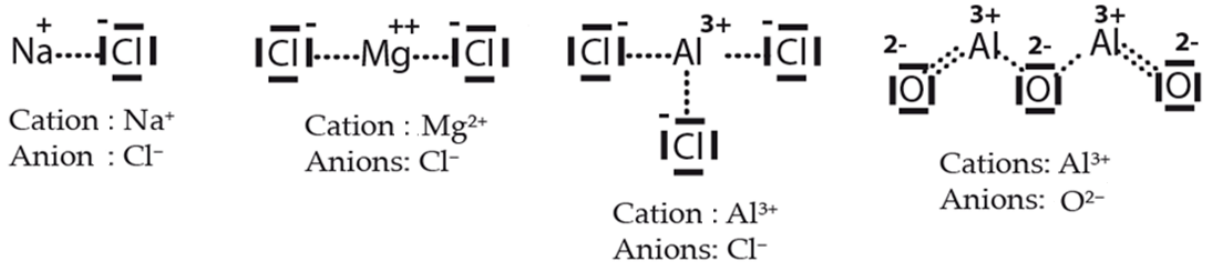
a) CaCl b) Ca_2Cl c) $CaCl_2$

Correctif 5.34 : $CaCl_2$! Comme l'indique le tableau périodique, un composé avec du calcium sera un cation qui avec deux charges positives. Cela ne peut être un atome (neutre), vu qu'il se trouve dans un composé. Le chlore ne peut donc être qu'un anion, et le seul possible d'après le tableau périodique est un anion avec une charge négative. Il faut donc, pour équilibrer les charges et avoir un composé neutre, la présence de deux fois l'anion Cl^- pour un cation Ca^+, ce qui forme le composé décrit par le symbole $CaCl_2$.

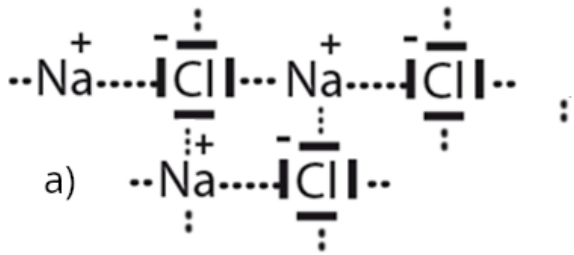
5.35 ★ (mo) Dessinez la formule développée de composés contenant uniquement des liaisons ioniques à l'aide des atomes suivants. Si on plaçait ces composés dans l'eau, quels seraient les ions formés.

a) Na et Cl b) Mg et Cl c) Al et Cl d) Al et O

Correctif 5.35 : Suivant ce que l'on cherche à montrer, on peut soit représenter un seul composé pour illustrer le type de liaison :

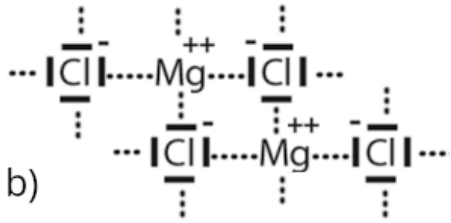


Ou alors représenter un réseau pour illustrer le fait qu'il s'agit bien de nombreux ions en interaction à l'intérieur d'une structure.



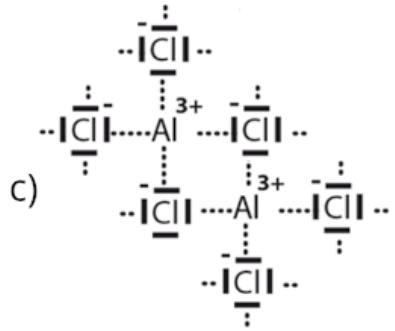
a)

Cation: Na^+ Anion: Cl^-



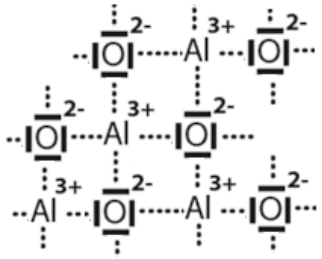
b)

Cation: Mg^{2+} Anion: Cl^-



c)

Cation: Al^{3+} Anion: Cl^-



d)

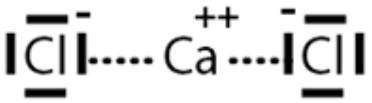
Cation: Al^{3+} Anion: O^{2-}

5.36 (mo) Développez une molécule avec les atomes indiqués. Indiquez le type de liaison formée, donnez la formule brute et les ions éventuellement formés dans l'eau.

a) Ca et Cl b) Ca et O c) Ca et C

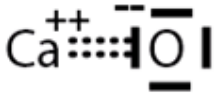
Correctif 5.36 : Uniquement avec un seul composé cette fois-ci, pour simplifier

a)



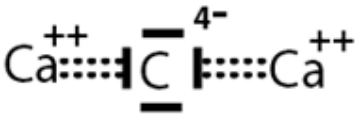
$\Delta x = 2{,}1$
liaison ionique
$CaCl_2$
$CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{++} + 2\ Cl^-$

b)



$\Delta x = 2{,}4$
liaison ionique
CaO
$CaO \xrightarrow{H_2O} Ca^{++} + O^{2-}$

c)



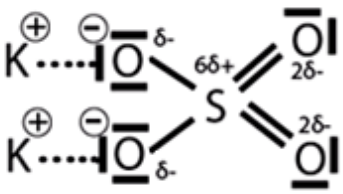
$\Delta x = 1{,}5$ mais liaison entre métal et non métal donc liaison ionique
Ca_2C
$Ca_2C \xrightarrow{H_2O} 2\ Ca^{++} + C^{4-}$

5.37 ★ (mo) Dessinez la formule développée de composés contenant uniquement des liaisons ioniques à l'aide des atomes suivants. Si on plaçait ces composés dans l'eau, quels seraient les ions formés.

a) K_2SO_4 b) Li_2CO_3 c) $NaClO_2$

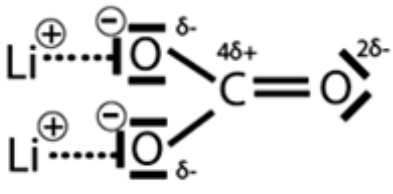
Correctif 5.37 : Suivant ce que l'on cherche à montrer, on peut soit représenter un seul composé pour illustrer le type de liaison, comme c'est souvent le cas pour ce genre de molécules car on veut le détail de toutes les liaisons, mais pas forcément représenter le réseau.

a)

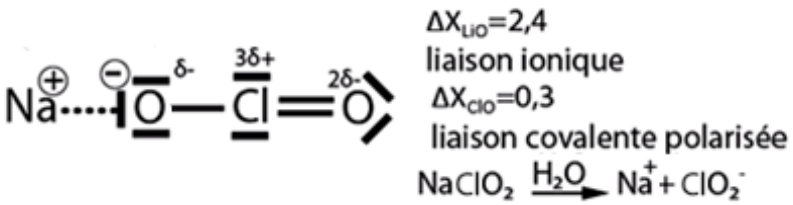


$\Delta X_{KO} = 2{,}7$
liaison ionique
$\Delta X_{SO} = 0{,}7$
liaison covalente polarisée
$K_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2K^+ + SO_4^{--}$

b)

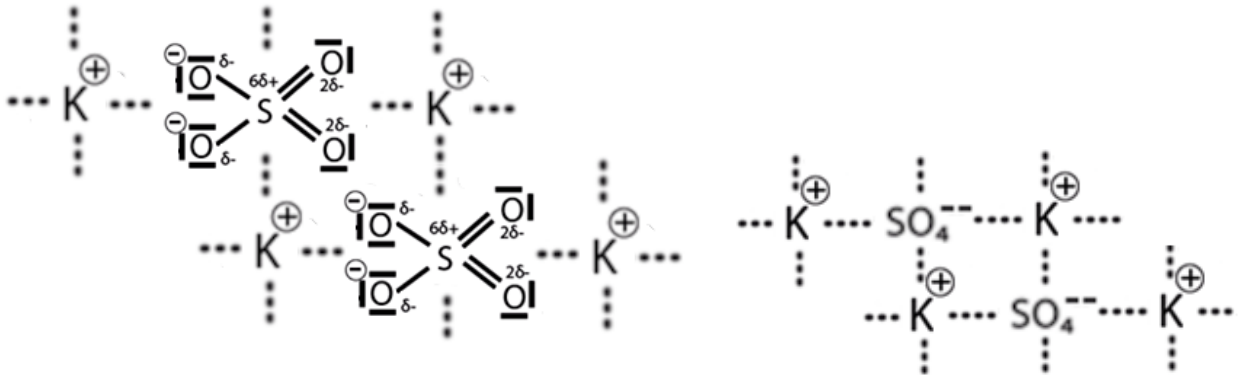


$\Delta X_{LiO} = 2{,}4$
liaison ionique
$\Delta X_{CO} = 2{,}1$
liaison covalente polarisée
$Li_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2\ Li^+ + CO_3^{--}$



c)

Il est évidemment possible de représenter le réseau, soit de façon détaillée (très complexe), soit en simplifiant un peu en ne détaillant pas l'ion complexe. Ce ne sera pas toujours demandé, mais c'est important de toujours l'avoir en tête. Voici la première molécule slon ces modèles en exemple :



5.38 ★ (ex) Formez 6 molécules différentes à partir des ions suivants :

$$NO_3^-,\ Al^{3+},\ PO_4^{3-},\ Mg^{2+},\ Na^+$$

Correctif 5.38 : $Al(NO_3)_3$ $AlPO_4$ $Mg(NO_3)_2$ $Mg_3(PO_4)_2$ $NaNO_3$ Na_3PO_4

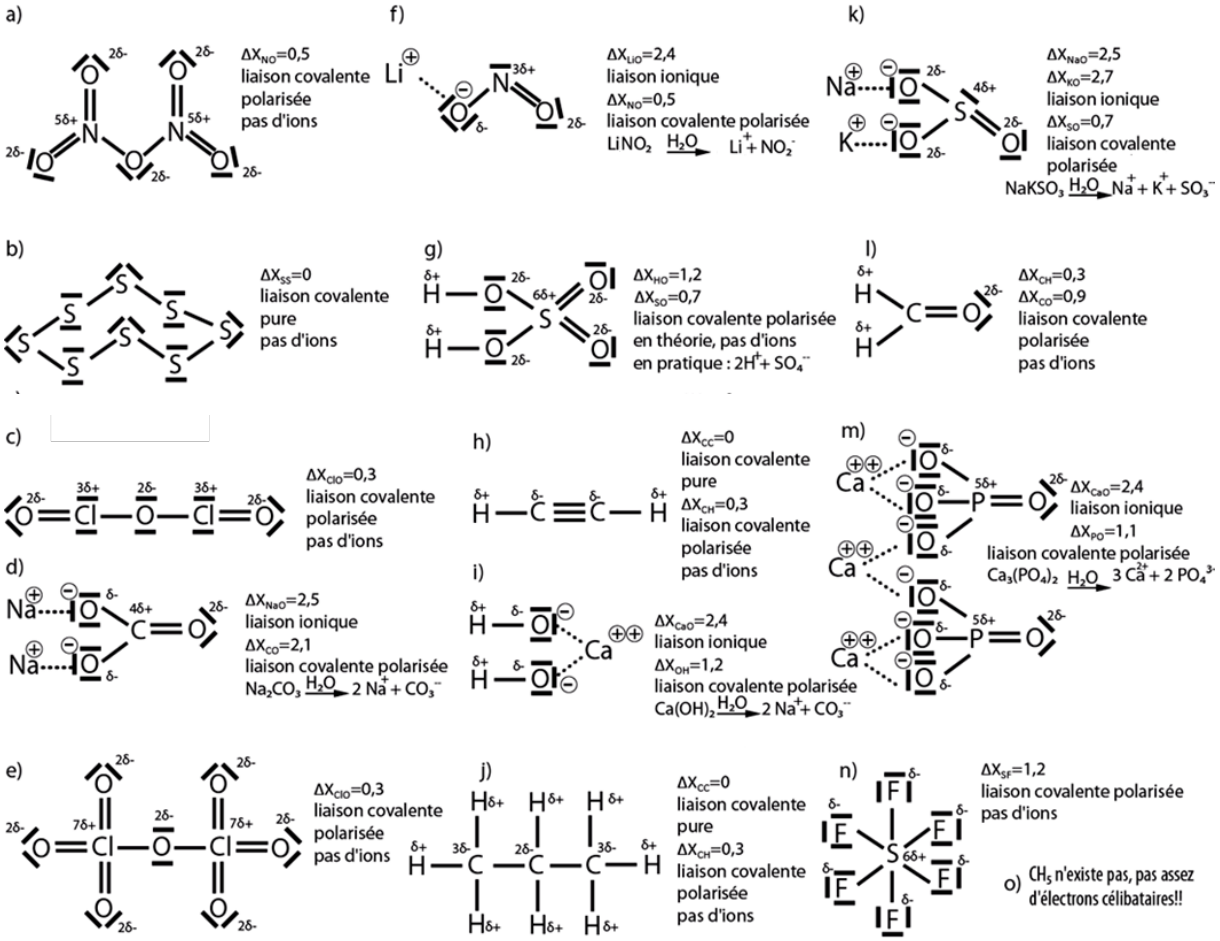
5.39 ★ (mo) Pourquoi l'eau est-elle capable de séparer les ions des composés ioniques ?

Correctif 5.39 : Les réseaux ioniques sont maintenus ensemble par des attractions entre charges opposées. L'eau, comme vous le verrez plus en détails par la suite, est elle-même composée de charges partielles marquées. Elle est donc comme un petit aimant, avec un pôle positif et un pôle négatif. Ces nombreux petits aimants (l'eau liquide) vont donc interagir avec les charges des ions et diminuer l'attraction des ions entre eux. Si les cations et les anions ne sont plus suffisamment retenus entre eux, ils se séparent. On dit qu'ils de dissocient. Ainsi, les liaisons ioniques sont rompues en présence d'eau, car il y a d'autres attractions qui se forment (ion-ion –> ion-molécules d'eau)

5.40 ★ (mo) Développez une molécule à partir de la formule brute indiquée. Indiquez le type de liaison formée et les ions formés dans l'eau si cela est judicieux.

a) N_2O_5
b) S_8
c) Cl_2O_3
d) Na_2CO_3
e) Cl_2O_7
f) $LiNO_2$
g) H_2SO_4
h) C_2H_2
i) $Ca(OH)_2$
j) C_3H_8
k) $NaKSO_3$
l) CH_2O
m) $Ca_3(PO_4)_2$
n) SF_6
o) CH_5

Correctif 5.40 :



5.41 ★ (ex) Complétez le tableau suivant en faisant attention au type de liaison :

Formules	Nombres d'atomes d'oxygène	Nombre d'atomes d'hydrogène	Nombre total d'atomes
10 H_2O			
Al_2O_3			
3 $Ca(OH)_2$			

Correctif 5.41 : Attention, en cas de liaison ionique, il n'est pas pertinent d'utiliser le terme d'atomes. Le tableau a donc été complété de façon à différencier les atomes et

les ions.

Formules	Nombres d'atomes d'oxygène	Nombre d'atomes d'hydrogène	Nombre total d'atomes
10 H_2O	10 atomes	20 atomes	30 atomes
Al_2O_3	"3 ions"	0	"5 ions"
3 $Ca(OH)_2$	6 (ions OH^-)	6 (ions OH^-)	"15" ; "9 ions"

Nombre d'oxydation et valence

5.42 ★ (th) Qu'est-ce que le nombre d'oxydation ?

Correctif 5.42 : Le nombre d'oxydation est considéré comme la somme de toutes les charges (réelles ou partielles) portées par un atome donné. Il donne des informations caractéristiques de l'atome et permet de savoir si des transformations sont possibles.

5.43 ★ (th) Qu'est-ce que la valence ?

Correctif 5.43 : La valence correspond au nombre de liaisons formées par un atome. Par extension, pour les cations, on parle de cation monovalent pour signifier qu'il possède une charge positive, divalent pour deux charges positives, et ainsi de suite.

5.44 ★ (th) Comment déterminer le nombre d'oxydation des éléments dans une formule développée ?

Correctif 5.44 : Le nombre d'oxydation est la somme de toutes les charges (réelles ou partielles) portées par un atome donné. Il suffit donc d'additionner tous les +, $-$, δ+, $\delta-$ indiqués sur un atome dans une molécule développée.

5.45 (th) Comment déterminer la valence des éléments dans une formule développée ?

Correctif 5.45 : La valence est le nombre de liaisons qu'a un atome donné. Il suffit donc de les compter (à partir d'un atome sur une molécule développée).

5.46 ★ (th) Comment déterminer le nombre d'oxydation des éléments dans une formule brute ?

Correctif 5.46 : Une molécule est neutre. La charge totale doit donc valoir zéro. Par convention, l'élément qui porte la charge positive se trouve à gauche dans la formule brute, et celui qui porte la charge négative à droite. Certains éléments n'ont qu'un nombre d'oxydation (en dehors de 0), ou un seul qui est positif/négatif, ou un nombre

qui est défini par le type de molécule (oxyde, hydroxyde,...). Il faut donc souvent procéder par tâtonnement au début...

5.47 (th) Comment déterminer la valence des éléments dans une formule brute ?

Correctif 5.47 : Il s'agit d'un « petit piège », car il n'y a pas de moyen de le savoir. Ce n'est vraiment pas évident sans dessiner la molécule, à moins de déjà bien connaître les molécules (« par cœur »). On remarque qu'elle est toujours équivalente à la valeur absolue du nombre d'oxydation, sauf s'il n'y a qu'un seul élément.

5.48 (ex) Donnez le nombre d'oxydation et la valence de chacun des atomes pour les molécules développées dans l'exercice 5.40.

Correctif 5.48 : Val : valence ; NO : nombre d'oxydation

a) N_2O_5 : Val(N)= +5 ; NO(N)= +5 ; Val(O)=2 ; NO(O)=$-$2.

b) S_8 : Val(S)= 2 ; NO(S)= 0.

c) Cl_2O_3 : Val(Cl)= 3 ; NO(Cl)= +3 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

d) Na_2CO_3 : Val(Na)= 1 ; NO(Na)= +1 ; Val(C)= 4 ; NO(C)= +4 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

e) Cl_2O_7 : Val(Cl)= 7 ; NO(Cl)= +7 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

f) $LiNO_2$: Val(Li)= 1 ; NO(Li)= +1 ; Val(N)= 3 ; NO(N)= +3 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

g) H_2SO_4 : Val(H)= 1 ; NO(H)= +1 ; Val(S)= 6 ; NO(S)= +6 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

h) C_2H_2 : Val(C)= 4 ; NO(C)= $-$1 ; Val(H)= 1 ; NO(H)= +1.

i) $Ca(OH)_2$: Val(Ca)= 2 ; NO(Ca)= +2 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2 ; Val(H)= 1 ; NO(H)= +1.

j) C_3H_8 : carbone central Val(C)= 4 et NO(C)= $-$2 ; carbones des extrémités Val(C)= 4 et NO(O)= $-$3 ; Val(H)= 1 ; NO(H)= +1.

k) $NaKSO_3$: Val(Na)= 1 ; NO(Na)= +1 ; Val(K)= 1 ; NO(K)= +1 ; Val(S)= 4 ; NO(S)= +4 ; Val(O)= 2 ; NO(S)= $-$2

l) CH_2O : Val(C)= 4 ; NO(C)= 0 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2 ; Val(H)= 1 ; NO(H)= +1.

m) $Ca_3(PO_4)_2$: Val(Ca)= 2 ; NO(Ca)= +2 ; Val(P)= 5 ; NO(P)= +5 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= $-$2.

n) SF_6 : Val(S)= 6 ; NO(S)= +6 ; Val(F)= 1 ; NO(F)= $-$1.

Remarque : Entre C et H, $\Delta\chi$ = 0,3. La liaison est si faiblement polarisée qu'elle peut être considérée comme une liaison covalente pure. Dans ce cas, les nombre d'oxydation du carbone et de l'hydrogène pour les molécules h), j) et l) seraient modifiés. La valence reste inchangée. **5.49 ★ (ex)** Indiquez la valence et le nombre d'oxydation

de chaque atome dans les molécules suivantes :

a) MgO
b) N_2
c) NaOH
d) PCl_3
e) PCl_5

Correctif 5.49 : Val : valence ; NO : nombre d'oxydation

a) MgO : Val(Mg)= 2 ; NO(Mg)= +2 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= -2.

b) N_2 : Val(N)= 3 ; NO(N)= 0.

c) NaOH : Val(Na)= 1 ; NO(Na)= +1 ; Val(O)= 2 ; NO(O)= -2 ; Val(H)= 1 ; NO(H)= +1.

d) PCl_3 : Val(P)= 3 ; NO(P)= +3 ; Val(Cl)= 1 ; NO(Cl)= -1.

e) PCl_5 : Val(P)= 5 ; NO(P)= +5 ; Val(Cl)= 1 ; NO(Cl)= -1.

5.50 ★ (th) Déterminez le degré d'oxydation du soufre dans les composés suivants :

a) H_2S
b) S_8
c) SCl_2
d) Na_2SO_3
e) SO_4^{2-}

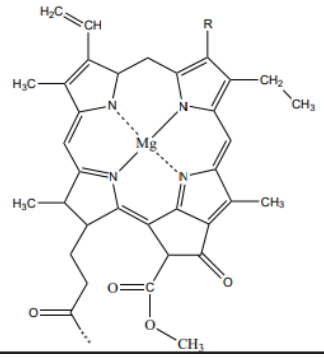
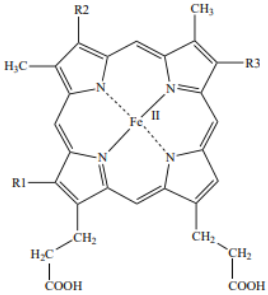
Correctif 5.50 : Une molécule est neutre, donc on trouve aisément le nombre d'oxydation à partir des autres éléments présents. Pour l'ion (point e), la somme doit être égale à la charge de l'ion (-2 dans ce cas).

a) -2 b) 0 c) +2 d) +4 e) +6

5.51] (th) Pourquoi est-ce que l'on peut en général s'attendre à des points de fusion plus élevés pour des composés contenant des métaux trivalents plutôt que divalents (liés avec un même type d'anions) ? (✒)

Correctif 5.51 : Un métal trivalent est considéré comme un métal avec trois charges positives. Un métal divalent est considéré comme un métal avec deux charges positives. Si l'on ne tient pas compte de la taille et que l'anion est du même type, la différence de charge va expliquer une différence de force électrostatique. Elle sera plus forte pour le métal trivalent, ce qui va rendre plus difficile la séparation des composants ; il faudra plus d'énergie pour les séparer. Le point de fusion sera donc plus élevé.

5.52 (th) Voici deux représentations de molécules issues de la table CRM (p.271). L'hème permet de véhiculer l'oxygène dans le sang et la chlorophylle permet de récupérer et transférer l'énergie solaire dans les plantes.

Chlorophylle	Hème
	

a) Que signifie le « II » à côté du fer ? Pourquoi n'est-ce pas indiqué pour le Mg ?

b) Quelle est la valence du fer ? et du magnésium ? (✒)

c) Pourquoi l'azote peut-il faire ces liaisons avec les métaux ?

Correctif 5.52 :

a) Le « II » à côté du fer indique son nombre d'oxydation, il s'agit du fer (II), ou Fe^{2+}. Il n'est pas nécessaire de le préciser pour le magnésium, car il n'a qu'un seul nombre d'oxydation. Il s'agit donc forcément de Mg^{2+}, qui a aussi II comme nombre d'oxydation.

b) Il s'agit dans les deux cas de cations divalents, ce qui indique une valence de 2. mais d'après le schéma, le fer (II) tout comme le Mg a 4 liaisons avec les azotes autour de lui, ce qui indique une valence de 4. On parle plutôt de coordination dans ce second cas.

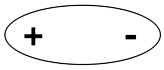
c) La paire libre de l'azote n'est pas indiquée sur ce schéma. Il s'agit d'une zone riche en électrons, de charge partielle négative, en interaction avec le cation, de charge entière positive. Le trait de cette représentation n'est donc pas une liaison covalente, mais une interaction électrostatique.

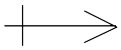
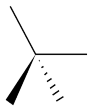
6 Structure tridimensionnelle et polarité

Vocabulaire à comprendre et à maîtriser

polaire	apolaire	(non) miscible	dipôle
nuage électronique	paire électronique	plan	tridimensionnel
coudé(e)	linéaire	trigonal plan	tetraédrique

Symboles à connaître



Compétences à maîtriser

☐ représenter une molécule en tenant compte de la structure tridimensionnelle (un atome central)
☐ indiquer les valeurs des angles entre les liaisons
☐ décrire la structure d'un solide ionique
☐ trouver les zones d'une molécule comportant un excès / un défaut d'électrons
☐ indiquer si une molécule est polaire, plutôt polaire, plutôt apolaire ou apolaire
☐ classer des molécules en fonction de leur degré de polarité
☐ expliquer pourquoi la miscibilité des substances dépend de leur polarité
☐ faire le lien entre la polarité et l'état physique probable à température ambiante

Exercices

Structure tridimensionnelle

6.1 ★ (th) Qu'est-ce qu'il faut étudier pour déterminer la structure tridimensionnelle d'une molécule ?

Correctif 6.1 : Les liaisons et les paires d'électrons libres qui entourent un atome ont une tendance naturelle à se repousser mutuellement. Cette répartition des électrons va donc déterminer la structure tridimensionnelle de la molécule (cf. question suivante).

6.2 ★ (th) Pourquoi l'eau est-elle une molécule coudée et non linéaire ?

Correctif 6.2 : L'atome d'oxygène de la molécule d'eau possède deux liaisons et deux paires d'électrons libres. Ces paires d'électrons libres « repoussent » les liaisons O–H, ce qui donne la forme coudée à la molécule. Il s'agit en fait d'un tétraèdre où les paires remplacent les liaisons, d'où le terme de « coudé » si l'on se concentre que sur les liaisons.

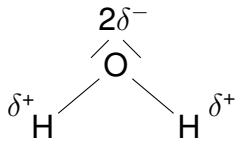
6.3 (th) En quoi le nombre de paires et de célibataires d'un élément va-t-il aider pour déterminer la structure tridimensionnelle autour de cet élément dans une molécule ?

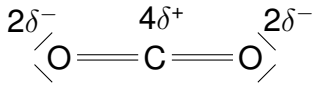
Correctif 6.3 : La répartition des électrons va induire la structure tridimensionnelle. Donc le nombre de célibataire(s) et de paire(s) est primordial car il indique le nombre et le type de zones comportant des électrons. Suivant ces paramètres, les électrons vont s'agencer d'une façon spécifique autour de l'atome et donc faire des liaisons dirigées dans l'espace d'une façon particulière.

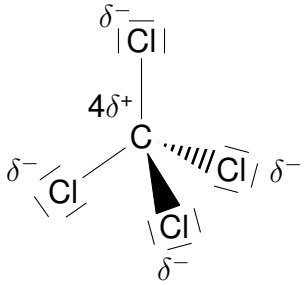
6.4 ★ (mo) Représentez les molécules suivantes en respectant la structure tridimensionnelle.

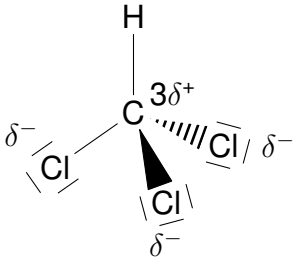
a) H_2O c) CCl_4 e) CH_2Br_2 g) BCl_3
b) CO_2 d) $CHCl_3$ f) CH_2O h) NH_3

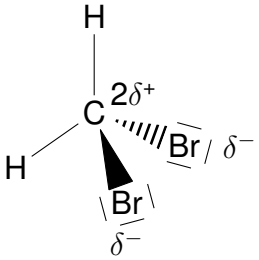
Correctif 6.4 : La liaison C–H ($\Delta\chi$ = 0,3) est considérée ici non polarisée.

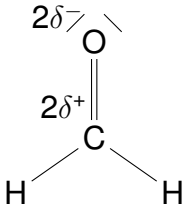
a)


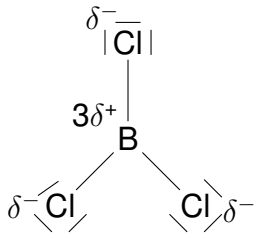
b)


c)


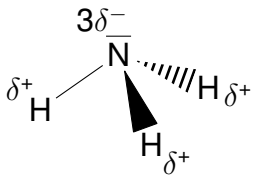
d)


e)


f)


g)


h)



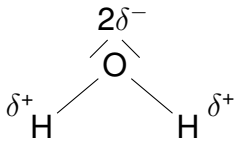
Polarité

6.5 ★ (th) Comment différencier les molécules polaires et apolaires ?

Correctif 6.5 : Le plus simple est de dessiner la molécule en 3D et de regarder si les liaisons entre les atomes sont plutôt polaires ou non polaires. Puis, il faut déterminer sur la base de ces différentes liaisons si la molécule dans son ensemble présente des zones plutôt négatives, et des zones plutôt positives.

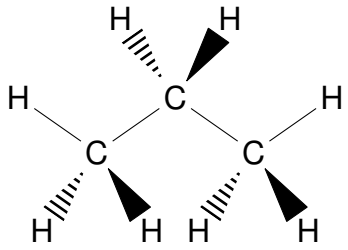
6.6 ★ (th) Quelle est LA molécule polaire que vous connaissez ? Pourquoi est-elle si polaire ?

Correctif 6.6 : L'eau est LA molécule polaire. Elle est considérée comme la molécule « de référence » puisqu'elle est utilisée comme solvant dans un grand nombre de réactions chimiques. Cette molécule est coudée, générant une zone positive (hydrogènes) et une zone négative (oxygène). La différence d'électronégativité importante entre les atomes et fait que la liaison covalente est très polaire et donc que les côtés « moins » et « plus » sont très marqués, rendant la molécule très polaire. De plus, les paires électroniques sur l'oxygène ajoute encore de la densité électronique et augmentent le côté négatif. L'hydrogène ayant majoritairement transmis son seul électron, il est presque comme un proton tout seul, augmentant la différence avec la charge négative et accentuant la polarité.



6.7 ★ (th) Pourquoi est-ce que les hydrocarbures (essence, kérosène, pétrole, par exemple), toujours composés d'une plus ou moins longue chaîne de carbone portant des hydrogènes, sont apolaires ?

Correctif 6.7 : Les hydrocarbures sont composés de chaînes de carbones liés à des atomes d'hydrogènes. La différence d'électronégativité entre les liaisons est très faible (0.3), donc les liaisons sont très peu polarisée et on les considère souvent comme non polarisées. Ces molécules sont par conséquent apolaires (cf. molécule de propane ci-dessous).



Les liaisons C–C sont non polaires tout comme les liaisons C–H. La molécule est donc apolaire.

6.8 ★ (th) Ces affirmations sont-elles correctes ? Justifiez votre réponse.

a) Les substances apolaires sont miscibles dans les autres substances apolaires.

b) Les sels (comme NaCl ou $CuSO_4$) et l'eau forment un mélange homogène car ces deux substances sont polaires.

c) L'eau et l'huile ne se mélangent pas car l'une de ces substances est polaire et l'autre pas.

d) Contrairement aux ours du pôle nord, ceux du pôle sud sont tous apolaires.

Correctif 6.8 :

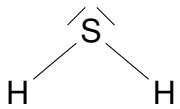
a) Oui. Les interactions intermoléculaires sont similaires car deux molécules avec une polarité similaire se mélangent toujours bien entre elles.

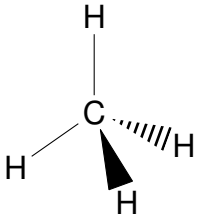
b) Oui. NaCl est un solide ionique qui a une charge « + » et une charge « − ». Les solvants polaires comme l'eau peuvent dissoudre ce type de solide. NaCl sera dissout donc dans l'eau et le mélange sera homogène.

c) Oui. Il s'agit de deux molécules de polarités différentes. L'eau est une polaire et l'huile apolaire. Des molécules de polarité différente ne sont pas miscibles entre elles.

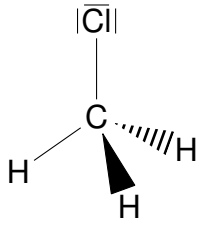
d) Et voici une blague de « chimiste »... ceux du pôle sud seraient aussi polaires, mais de l'autre pôle :)

6.9 ★ (mo) Indiquez les fractions de charges sur les molécules suivantes. Sont-elles polaires ? Peuvent-elles se dissoudre efficacement dans l'eau ?

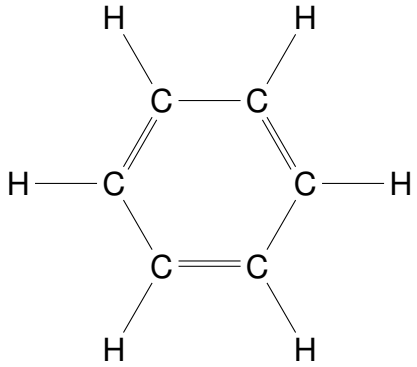
a) 

b) 

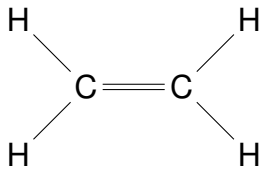
c)



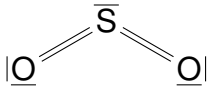
d)



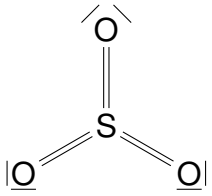
e)



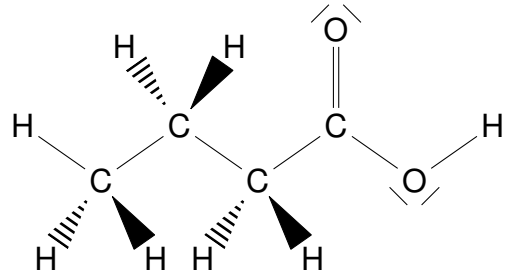
f)



g)

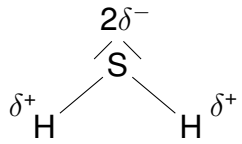


h)



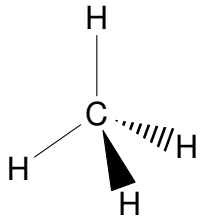
Correctif 6.9 : La liaison C–H ($\Delta\chi$ = 0,3) est considérée ici non polarisée.

a)



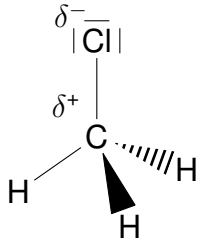
La molécule possède des pôles positifs et négatifs distincts, elle est donc plutôt polaire et se dissout dans l'eau. Toutefois la différence d'électronégativité entre H et S est assez faible, ce qui rend la molécule peu polaire. Les paires électroniques sur le soufre augmentent la densité du nuage électronique su celui-ci et accentuent la polarité.

b)

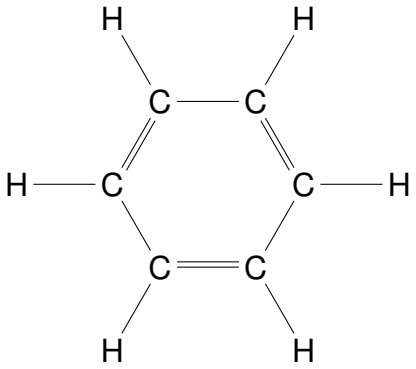


La molécule ne possède pas de pôles distincts, elle est donc non polaire (apolaire) et ne se dissout pas dans l'eau.

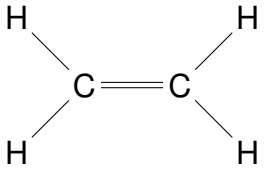
c)



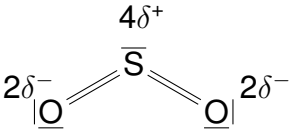
La molécule possède un pôle positif et négatif distinct, elle est donc légèrement polaire et se dissout dans l'eau.

d) 

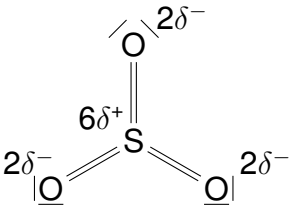
La molécule ne possède pas de pôles distincts, elle est donc non polaire (apolaire) et ne se dissout pas dans l'eau.

e) 

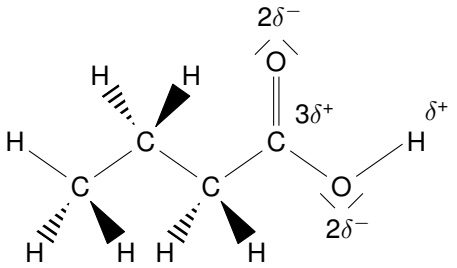
La molécule ne possède pas de pôles distincts, elle est donc non polaire (apolaire) et ne se dissout pas dans l'eau.

f) 

La molécule possède des pôles positifs et négatifs distincts, elle est donc plutôt polaire et se dissout dans l'eau.

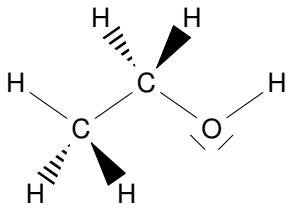
g) 

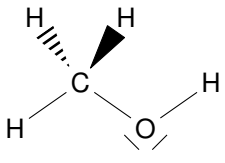
La molécule ne possède pas de pôles distincts, elle est donc non polaire (apolaire) et ne se dissout pas dans l'eau.

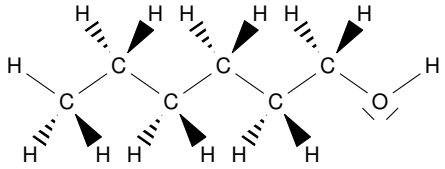
h) 

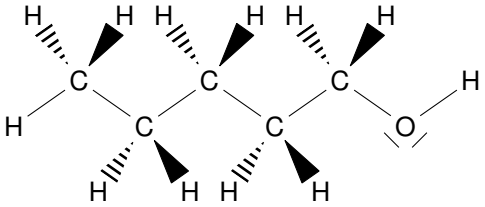
La molécule possède une partie avec des pôles distincts (à droite) et une chaîne non polaire, elle est donc légèrement polaire et se dissout légèrement dans l'eau.

6.10 (mo) Voici plusieurs molécules organiques utilisées comme solvant. Indiquez les fractions de charges, puis classez-les par ordre de polarité. Quelles sont les molécules miscibles dans l'eau ?

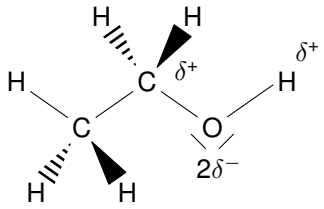
a) 

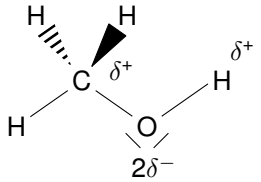
b) 

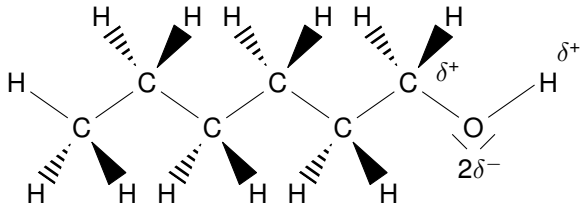
c) 

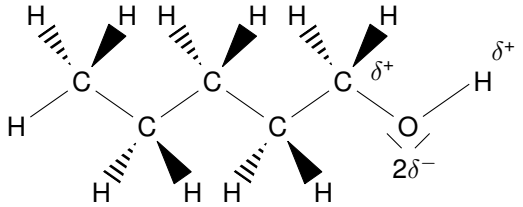
d) 

Correctif 6.10 :

a) 

b) 

c) 

d) 

L'ordre de polarité (du plus polaire au moins polaire) est : b (méthanol) $>$ a (éthanol) $>$ d (pentanol) $>$ c (hexanol). Le méthanol et l'éthanol sont miscibles dans l'eau. En effet, la partie avec "OH" est plutôt polaire, alors que la chaîne de carbone ne l'est pas. Plus la chaîne est longue, plus le caractère non polaire de la molécule est important. Ainsi, pour une même extrémité, plus la chaîne est longue, moins la molécule est polaire.

6.11 ★ (mo) Dessiner la structure tridimensionnelle des composés ci-dessous et placer les fractions de charges. Indiquer la polarité de chaque liaison à l'aide de flèches, puis indiquer si ces composés sont polaires ou non.

a) H_2 c) N_2 e) CCl_4 g) PF_3
b) O_2 d) CO_2 f) BCl_3 h) NH_3

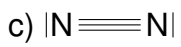
Correctif 6.11 :

a) H—H

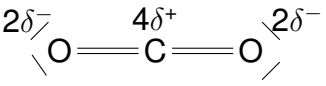
La liaison est non polaire, il n'y a donc aucune flèche à placer. Ce composé est apolaire.

b) 

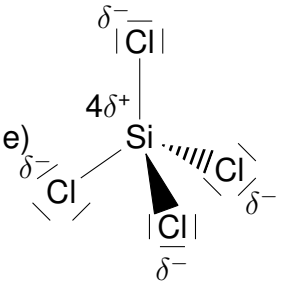
La liaison est non polaire, il n'y a donc aucune flèche à placer. Ce composé est apolaire.

c) 

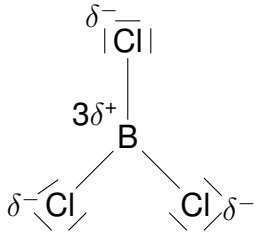
La liaison est non polaire, il n'y a donc aucune flèche à placer. Ce composé est apolaire.

d) 

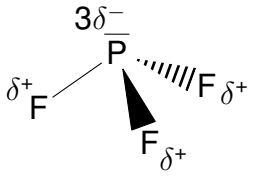
On peut placer deux flèches, à chaque fois du signe « + » au signe « − ». La résultante de ces flèches s'annule, le composé est donc apolaire.

e) 

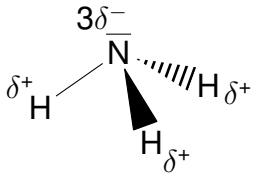
On peut placer quatre flèches, à chaque fois du signe « + » au signe « − ». La résultante de ces flèches s'annule, le composé est donc apolaire.

f) 

On peut placer trois flèches, à chaque fois du signe « + » au signe « − ». La résultante de ces flèches s'annule, le composé est donc apolaire.

g) 

On peut placer trois flèches, à chaque fois du signe « + » au signe « − ». La résultante de ces flèches ne s'annule pas, le composé est donc polaire.

h) 

On peut placer trois flèches, à chaque fois du signe « + » au signe « − ». La résultante de ces flèches ne s'annule pas, le composé est donc polaire.

6.12 ★ (ex) Une substance inconnue sous forme liquide se trouve dans un récipient. On constate qu'elle se mélange très bien à l'eau. Que peut-on dire de sa polarité ?

Correctif 6.12 : Comme l'eau est très polaire, toute substance qui se mélange avec l'eau est également polaire. On ne peut en revanche pas savoir si elle est extrêmement polaire (ionique), très polaire, ou assez polaire.

6.13 (ex) Que peut-on dire de la polarité d'une substance qui se mélange à l'eau et dans un solvant peu polaire, comme l'hexanol pas exemple ?

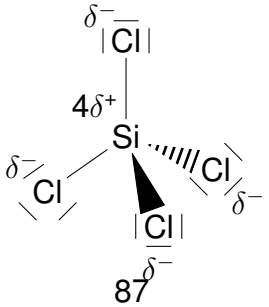
Correctif 6.13 : L'eau étant très polaire, toute substance qui se mélange avec l'eau est également polaire. Comme cette substance se mélange également dans un solvant peu polaire, cela signifie qu'elle a une polarité intermédiaire, entre les deux. Elle est donc « assez polaire », mais pas extrêmement polaire (ionique) ni très polaire

6.14 ★ (ex) Le tétrachlorure de silicium est un composé chimique, de formule $SiCl_4$. C'est un liquide incolore, relativement volatil.

a) Développer la molécule de $SiCl_4$.

b) Un mince filet de ce liquide serait-il attiré par une baguette plastique chargée négativement ? Justifier la réponse.

Correctif 6.14 : Cette molécule n'est pas polaire car il n'y a pas de pôles distincts : les charges s'annulent (cf. dessin). Le filet ne sera donc pas dévié.



6.15 (th) On effectue une expérience avec trois composés liquides : de l'eau, de l'huile d'olive, composé majoritairement d'acide oléïque (cf. CRM p. 272), et du chloroforme (CCl_4). Dans une grande éprouvette, on verse délicatement le même volume de chloroforme, d'eau et d'huile. On observe 3 phases distinctes de même hauteur. On secoue vigoureusement l'éprouvette, puis on la laisse décanter. On observe alors deux phases distinctes, celle du dessous ayant une hauteur plus grande que celle du dessus.

a) Dans quel ordre se trouvent les composés avant d'avoir secoué l'éprouvette ?

b) Que s'est-il passé après avoir secoué et laissé décanter l'éprouvette ?

eau	huile	chloroforme
0,98 g/L	0,90 g/L	1,49 10^{-3} g/L

Correctif 6.15 :

a) L'huile se trouve au-dessus, puis l'eau et enfin le chloroforme (cf. masses volumiques).

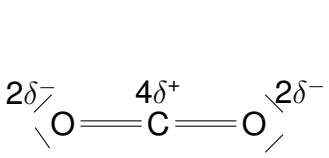
b) L'acide oléique ayant une longue chaîne de carbone est un composé apolaire. Elle est miscible avec le chloroforme qui est aussi un composé apolaire. Les deux composés se sont donc mélangés et se trouvent dans la partie du bas de l'éprouvette. L'eau, étant un composé polaire, ne s'est pas mélangé avec les deux autres composés et se trouve dans la partie du haut de l'éprouvette.

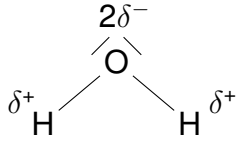
6.16 ★ (th) Pourquoi les molécules polaires ont-elles souvent des points d'ébullition plus élevés (et sont donc plutôt liquides que gazeuses à température ambiante) ?

Correctif 6.16 : Il faut considérer au moins deux molécules pour le raisonnement. Une molécule polaire peut être considérée comme un petit aimant. Si deux molécules se trouvent proches, une force d'attraction va les maintenir ensemble. Il sera donc plus difficile de les séparer, une énergie plus importante sera nécessaire pour cela. Obtenir ces molécules à l'état gazeux ve donc demander une plus grande température car les molécules sont maintenues ensemble

6.17 ★ (th) Pourquoi le CO_2 est-il un gaz à température ambiante, mais pas l'eau, alors que les deux sont composés de covalentes polaires ?

Correctif 6.17 : La molécule de CO_2 est linéaire. Elle est composée de liaisons covalentes polaires, mais la molécule n'est pas polaire. Deux molécules de CO_2ne seront donc pas attirées entre elles et peu d'énergie sera nécessaire pour les séparer. C'est donc un gaz à température ambiante. En revanche, la molécule de d'eau est coudée. Elle est composée de liaisons covalentes polaires, et la molécule est très polaire. Deux molécules d'eau seront donc très attirées entre elles et beaucoup d'énergie sera nécessaire pour les séparer. C'est donc un liquide à température ambiante.


2δ−
4δ+
2δ−
O
C
O


2δ−
O
δ+
H
H
δ+

7 État dissous

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

solution	solvant	soluté	solution aqueuse
dissolution	électrolyte	solubilité	solution saturée/insaturée
solvatation	dissolution moléculaire	dissociation électrolytique	conducteur (du courant électrique)

Savoirs et savoir-faire

- ☐ expliquer pourquoi la compréhension de l'état dissous est si important en chimie
- ☐ comparer « dissous » et « dissocié » au niveau moléculaire en présentant les conséquences sur les propriétés de la solution
- ☐ déterminer si une molécule donnée est dissoute ou dissociée si elle est mise dans l'eau
- ☐ écrire les ions formés sans développer la molécule (à partir de la formule brute)
- ☐ discuter la différence de solubilité en fonction du solvant utilisé
- ☐ indiquer si une solution conduit le courant électrique ou pas en fonction de ce qu'elle contient
- ☐ déterminer si une solution est saturée ou non à l'aide de la solubilité du soluté
- ☐ représenter une solution saturée et une solution non saturée au niveau moléculaire

Exercices

7.1 ★ (th) Qu'est-ce qu'une solution ?

Correctif 7.1 : Une solution est un mélange homogène d'un soluté (substance minoritaire) dans un solvant (substance majoritaire). Si le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.

7.2 (th) Est-il vrai qu'une solution est un mélange homogène ?

Correctif 7.2 : Par définition, une solution est un mélange homogène. Par exemple, l'eau gazeuse est une solution avant qu'elle soit ouverte (pas de bulles, le gaz carbonique est dissous) mais ne l'est plus après. Il y a toujours des sels minéraux dissous dans l'eau, et ceci est bien une solution, mais les bulles formées (gaz carbonique) rendent le mélange hétérogène. L'ensemble n'est pas une solution. Une fois le gaz parti, on a à nouveau une solution (eau + sels minéraux).

7.3 ★ (th) Qu'est-ce qu'une solution aqueuse ? Pourquoi en utilise-t-on en chimie ?

Correctif 7.3 : Une solution aqueuse est une solution dont le solvant est l'eau (en latin, aqua, aquae : eau). Les solutions aqueuses sont beaucoup utilisées en chimie, car les réactions chimiques se font la plupart du temps en solution. Un grand nombre de composés inorganiques sont solubles dans l'eau. L'eau est un solvant de choix également pour sa grande disponibilité, son faible coût et sa non-toxicité. Une réflexion a lieu actuellement, car on utilise parfois un peu trop facilement cette ressource naturelle fondamentale. D'autant plus que les déchets générés ont besoin de beaucoup d'énergie pour être traités. Le domaine d'étude qui se concentre sur cette thématique s'appelle la chimie verte.

7.4 ★ (th) Quelle est la différence entre une substance liquide et une substance aqueuse ?

Correctif 7.4 : Une substance liquide est un corps pur (simple ou composé) qui se trouve à l'état liquide. Une substance aqueuse est une espèce chimique qui est dissoute dans l'eau et qui forme donc un mélange homogène.

7.5 (th) Est-ce que l'eau conduit le courant électrique ?

Correctif 7.5 : La question n'est pas très claire, ou il s'agit d'un piège. L'eau du robinet contient des ions, et conduit le courant électrique. Mais ce n'est pas le cas de l'eau pure, qui est une molécule restant sous forme de molécules. Précisons que l'eau pure contient toujours de très petites quantités d'ions et conduira un tout petit peu le courant (minime), mais c'est vraiment négligeable...

7.6 (th) Pourquoi les solutions d'acides conduisent-elles le courant électrique ? (✒)

Correctif 7.6 : Les acides réagissent avec l'eau et forment des ions malgré l'absence de liaison ionique. Il ne s'agit pas d'une dissociation, mais bien d'une réaction des acides avec l'eau qui produit des ions. Le résultat est le même, mais la raison différente...

7.7 (th) Donnez 10 exemples de solution dans la vie de tous les jours en précisant à chaque fois le solvant et le(s) soluté(s).

Correctif 7.7 : L'eau du robinet (solvant : eau / solutés : sels minéraux)

L'eau de mer (solvant : eau / solutés : sel (NaCl) + divers)

L'eau de Javel (solvant : eau / soluté : hypochlorite de sodium (NaClO))

Le thé (solvant : eau / solutés : théine + colorants et arômes naturels)

La vodka (solvant : eau / solutés : alcool + arômes)

L'air (solvant : azote / solutés : oxygène, CO_2, gaz rares)

Le cachet de vitamine C (solvant : sucre / soluté : vitamine C + arômes)

L'acier (solvant : fer / soluté : carbone)

Le laiton (solvant : cuivre / soluté : zinc)

Le miel (solvant : sucre / solutés : arômes et colorants naturels)

7.8 ★ (th) Quelle est LA différence entre une dissociation et une dissolution ?

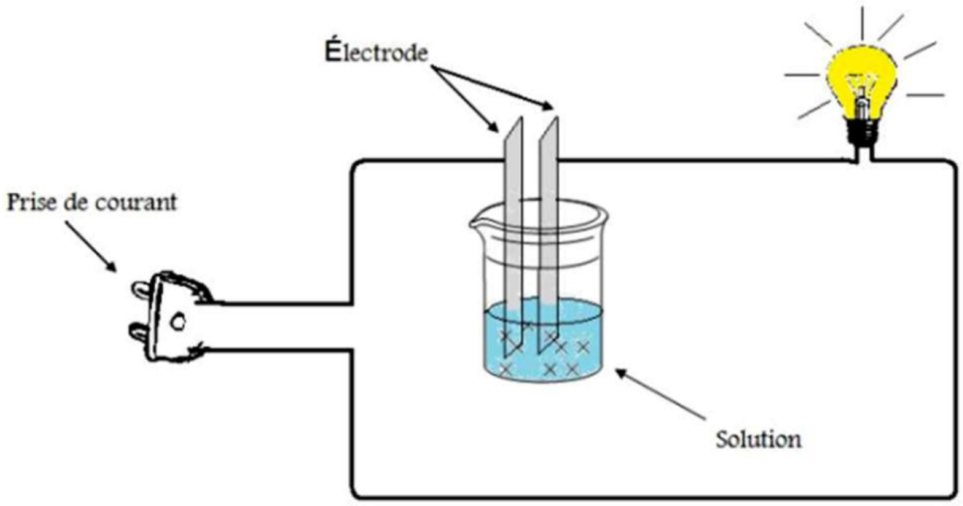
Correctif 7.8 : La dissociation est un type de dissolution où la molécule se solubilise en se dissociant (en se séparant) en plusieurs ions (anions et cations). On parle alors de dissociation ionique ou de dissociation électrolytique. La dissolution peut être moléculaire et, dans ce cas-là, la molécule solubilisée reste sous sa forme de molécule.

7.9 (th) Si une substance forme des ions dans l'eau, s'agit-il d'une dissolution ou d'une dissociation ?

Correctif 7.9 : Si une substance forme des ions dans l'eau, il s'agit d'une dissociation. La molécule est séparée en morceaux et non intacte.

7.10 ★ (th) On sait qu'un verre d'eau contient une substance dissoute. Comment savoir si elle est sous forme ionique ? (faire un schéma du test effectué)

Correctif 7.10 : Si la substance est sous forme ionique, cela implique que la solution contient des cations (chargés +) et des anions (chargés $-$). Ces espèces chargées permettent de conduire le courant électrique dans l'eau. En faisant un circuit avec deux électrodes qui plongent dans le verre d'eau, et que l'ampoule est allumée, on peut en déduire que l'espèce est sous forme ionique. Précisons que l'intensité de la lumière de l'ampoule dépend du nombre d'ions. Il se peut qu'il y ait si peu d'ions que la lumière ne s'allume pas.



7.11 (th) Une substance X est mise dans l'eau. On expérimente ensuite que cette eau

ne conduit pas le courant. S'agit-il d'une dissolution moléculaire ou d'une dissociation ?

Correctif 7.11 : Si l'eau ne conduit pas le courant, il s'agit d'une dissolution moléculaire (pas d'ions formés).

7.12 ★ (th) Pourquoi les molécules d'eau séparent-elles certains composés en ions ?

Correctif 7.12 : L'eau est un solvant très polaire qui est capable de séparer certains composés en ions. Les charges de l'eau contrebalancent les interactions de charge entre ions opposés dans la molécule solide. La force d'attraction entre les ions diminue, ce qui les sépare ; ils sont maintenant entourés par des molécules d'eau orientées spécifiquement (côté − vers le cation, côté + vers l'anion). L'énergie de solvatation (molécules d'eau entourant l'ion) compense l'énergie de liaison. Le système résultant est plus favorable en terme d'énergie.

7.13 (th) Comment déterminer les ions formés directement, SANS développer la molécule ?

Correctif 7.13 : Si la molécule se casse en ions, ce sera toujours « après le métal ou l'élément de transition ». Exemples : $Cu|SO_4$, Na|Cl, $Na|HCO_3$, $Ca|Cl_2$

7.14 ★ (th) Est-ce qu'il existe une limite de la quantité d'une substance que l'on peut mettre dans l'eau ?

Correctif 7.14 : Si l'on mélange une substance liquide parfaitement miscible avec l'eau, on peut le faire sans limite. Toutefois, s'il y a 99% de la substance et 1% d'eau, peut-on encore parler de solution aqueuse... En revanche, une substance solide, même si elle est extrêmement soluble, aura toujours une limite de quantité pour la mise en solution, ce que l'on appelle la solubilité. La connaissance de la valeur de solubilité indique donc la quantité maximale qui peut être dissoute dans l'eau.

7.15 (th) Un fabricant de bonbons a été poursuivi pour avoir utilisé le terme « jus de canne évaporé » au lieu de « sucre » sur l'étiquette alimentaire de ses produits. Expliquez pourquoi le jus de canne évaporé est considéré comme du sucre.

Correctif 7.15 : Le jus de canne est une solution aqueuse qui contient majoritairement du sucre en plus d'autres composants. Si l'on évapore l'eau, il ne reste que le sucre (avec évidemment les autres composants dissous présents dans le jus de canne).

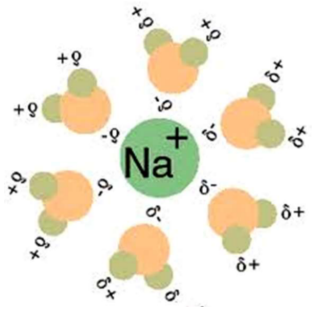
7.16 ★ (mo) Dans une solution aqueuse après dissociation, représentez les molécules d'eau autour (=solvatation) :

a) d'un cation

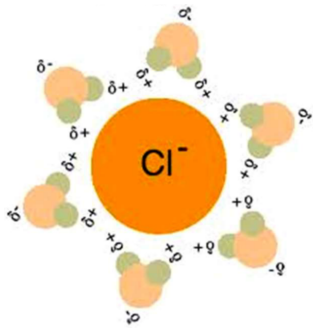
b) d'un anion

Correctif 7.16 :

a)



b)



7.17 ★ (mo) Dans une solution aqueuse après dissolution, comment seraient positionnées les molécules d'eau autour de la substance dissoute (=solvatation) ?

Correctif 7.17 : Après une dissolution, la substance dissoute n'est pas composée de ions et n'est pas chargée. Si elle n'est pas du tout polaire, les molécules d'eau vont se positionner autour de façon aléatoire, sans orientation. Il n'y a en effet aucune attraction de charge. Si elle est polaire, le pôle positif de l'eau va préférentiellement s'orienter vers le(s) pôle(s) négatif(s) de la molécule, et inversement.

7.18 ★ (mo) Dessinez au niveau moléculaire les solutions suivantes et répondez ensuite aux questions (f à h) :

a) KCl dans de l'eau

b) $NaNO_3$ dans de l'eau

c) CO_2 dans de l'eau

d) $Mg_3(PO_4)_2$ dans de l'eau

e) L'oxygène (O_2) dans de l'eau

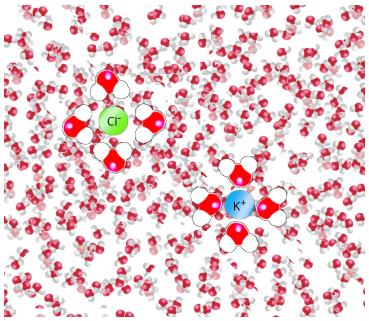
f) Pour les exemples ci-dessus, dans quels cas peut-on parler de dissolution moléculaire, dans quels cas peut-on parler de dissociation ?

g) Comment respirent les poissons ?

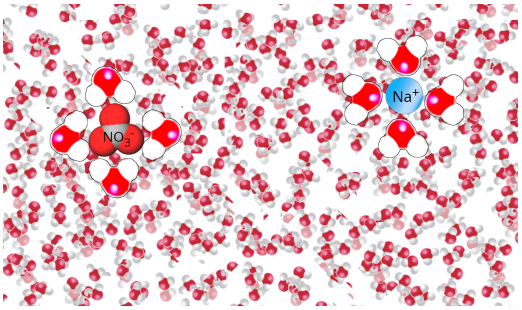
h) L'oxygène et le CO_2 dissous sont-ils gazeux ?

Correctif 7.18 : Des ions en solutions avec des molécules d'eau orientées ou des composés covalents dissous avec des molécules d'eau réparties aléatoirement. Il a été choisi de ne représenter qu'un soluté pour respecter le rapport avec le solvant (eau), mais il y en a effectivement un plus grand nombre.

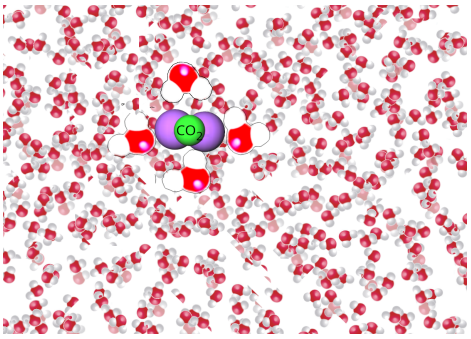
a)



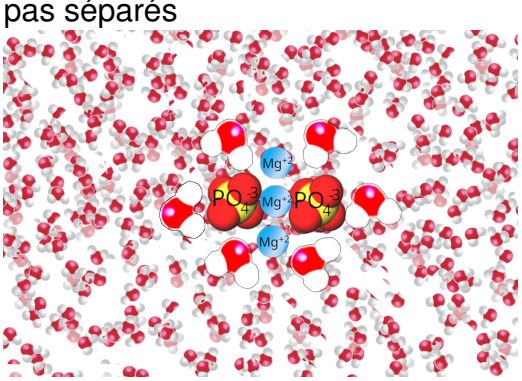
b)



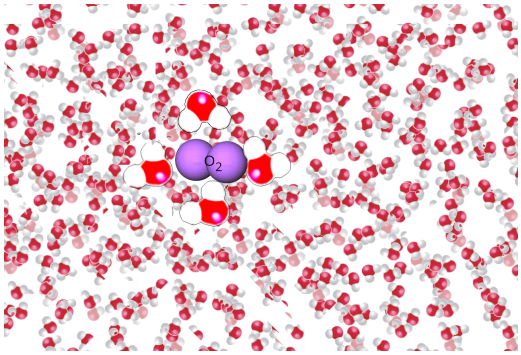
c)



d) $Mg_3(PO_4)_2$ insoluble, les ions ne sont pas séparés



e)



f) Dans les cas c et e, on peut parler de dissolution moléculaire (pas d'ions, molécules intactes). Dans les cas a et b, on peut parler de dissociation (molécules séparées en ions).

g) Les branchies des poissons filtrent l'eau dans laquelle l'oxygène gazeux est dissout, permettant ainsi de le capter et de l'utiliser pour la respiration.

h) L'oxygène et le CO_2 dissous sont toujours sous forme gazeuse, mais entouré par des molécules d'eau. On ne voit pas de bulles !

7.19 (mo) Représentez les situations décrites en a) et b) au niveau moléculaire et répondez à la question c) :

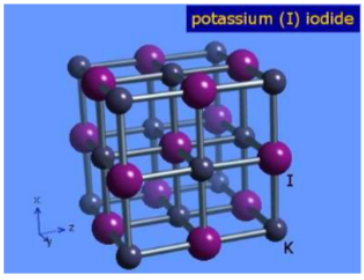
a) un grain de KI solide

b) une solution de KI

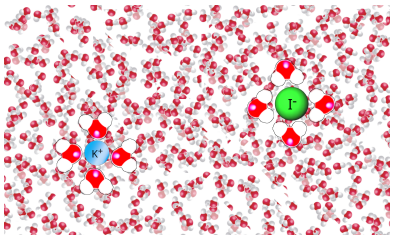
c) Expliquez à l'aide du niveau moléculaire pourquoi le KI se dissout

Correctif 7.19 :

a)



(source : www.webelements.com)

b) 

c) L'iodure de potassium se dissocie en ions en milieux aqueux, car l'énergie de solvatation (molécules d'eau entourant les ions) compense l'énergie de liaison. Le système résultant est plus favorable en termes d'énergie. Les molécules d'eau entourent les ions avec les charges partielles et diminuent l'interaction électrostatique entre ceux-ci.

7.20 ★ (ex) Combinez chaque paire d'ions suivants pour former une molécule stable :

a) Li^+ et Cl^-
b) Cs^+ et S^{2-}
c) Mg^{2+} et Br^-
d) Na^+ et N^{3-}
e) Ni^{2+} et NO_3^-

Correctif 7.20 : Une molécule (stable) est électriquement neutre. Il faut donc autant de charges positives que de charges négatives. S'il y a une différence, il faut augmenter le nombre de ions (et pas la charge du ion ! !) :

a) $LiCl$
b) Cs_2S
c) $MgBr_2$
d) Na_3N
e) $Ni(NO_3)_2$

7.21 (ex) Parmi les composés ioniques ci-dessous, quels sont ceux qui peuvent effectivement exister ? Pourquoi les autres sont-ils impossibles ?

a) $RbCl$
b) $MgPO_4$
c) $Ca(NO_3)_2$
d) $AgCl_3$
e) $FeCl_3$
f) $FeCl_2$
g) $CaMg$
h) $Ca_3(PO_4)_2$

Correctif 7.21 : Il ne peut y avoir deux ions de même charge ni un nombre total de charges positives différent des charges négatives (une molécule est électriquement neutre).

a) Possible : Rb^+ et Cl^-
b) Impossible, car il n'y a pas les mêmes charges : Mg^{2+} et PO_4^{3-}
c) Possible : Ca^{2+} et 2 NO_3^-
d) Impossible, car Cl^- et Ag ne peut pas être +3
e) Possible : Fe^{3+} et 3 Cl^-
f) Possible : Fe^{2+} et 2 Cl^-
g) Impossible, car on a deux ions positifs Ca^{2+} et Mg^{2+}
h) Possible 3 Ca^{2+} (= +6) et 2 PO_4^{3-} (= −6) ; la molécule est électriquement neutre.

7.22 ★ (ex) Écrivez les équations des réactions de dissolution/dissociation dans l'eau des substances suivantes. Indiquez à chaque fois l'état physique de chaque substance :

a) $NaCl$
b) KI
c) $AlCl_3$
d) $Fe(OH)_3$
e) $CuCl_2$
f) O_2
g) $Fe_3(PO_4)_2$
h) K_2CrO_4
i) $C_6H_{12}O_6$
j) $KClO$
k) $NaNO_3$
l) $Mg_3(PO_4)_2$

Correctif 7.22 : Il faut d'abord vérifier qu'il s'agit bien d'une dissociation, puis si la substance est soluble (CRM p. 243). Finalement, il faut séparer les ions correctement et ne pas oublier d'équilibrer l'équation chimique (autant de chaque ion avant et après, autant de charges positives que négatives). Précisons qu'une substance insoluble formera quand même une (très très) petite quantité d'ions.

a) $NaCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
b) $KI_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$
c) $AlCl_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Al^{3+}_{(aq)} + 3\ Cl^-_{(aq)}$
d) $Fe(OH)_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Fe(OH)_{3(s)}$ insoluble (cf. CRM p. 243)
e) $CuCl_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+}_{(aq)} + 2\ Cl^-_{(aq)}$
f) $O_{2(g)} \xrightarrow{H_2O} O_{2(aq)}$ dissolution !
g) $Fe_3(PO_4)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Fe_3(PO_4)_{2(s)}$ insoluble (cf. CRM p. 243)
h) $K_2CrO_{4(s)} \xrightarrow{H_2O} 2\ K^+_{(aq)} + CrO_4^{2-}{}_{(aq)}$
i) $C_6H_{12}O_{6(s)} \xrightarrow{H_2O} C_6H_{12}O_{6(aq)}$ dissolution !
j) $KClO_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + ClO^-_{(aq)}$
k) $NaNO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + NO_3{}^-_{(aq)}$
l) $Mg_3(PO_4)_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Mg_3(PO_4)_{2(s)}$ insoluble (cf. CRM p. 243)

7.23 ★ (ex) Les solutions suivantes sont-elles homogènes ?

a) 50 g de $CaCO_3$ dans 1 L d'eau.
b) 50 g de Na_2CO_3 dans 1 L d'eau.
c) 1 g de $CuSO_4$ dans 1 mL d'eau.
d) 65 g de $Al_2(SO_4)_3$ dans 0,19 L d'eau.

Correctif 7.23 : Si la substance est soluble (cf. CRM p.246-253), le mélange sera homogène.

a) Hétérogène, la limite de solubilité a été dépassée.

CRM p. 248 : 0,0014 g/0,1 L = 0,014 g/L

b) Homogène, la limite de solubilité n'a pas été dépassée.

CRM p. 253 : 7,1 g/0,1 L = 71 g/L

c) Hétérogène, la limite de solubilité a été dépassée.

1 g/0,001 L = 1000 g/L
CRM p. 249 : 14,3 g/0,1 L = 143 g/L

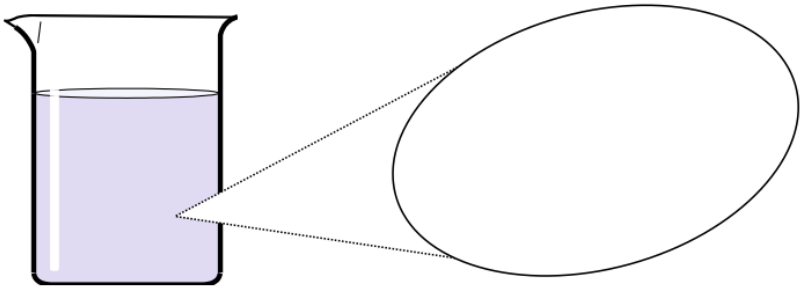
d) Homogène, la limite de solubilité n'a pas été dépassée.

65 g/0,19 L = 342,11 g/L
CRM p. 246 : 37 g/0,1 L = 370 g/L

7.24 (S) La solubilité du chlorure de calcium dans l'eau à 20 °C est de 745 g par litre.

a) Dessinez un croquis de ce que l'on pourrait observer à l'échelle moléculaire dans une solution non saturée.

Echelle macroscopique Echelle moléculaire

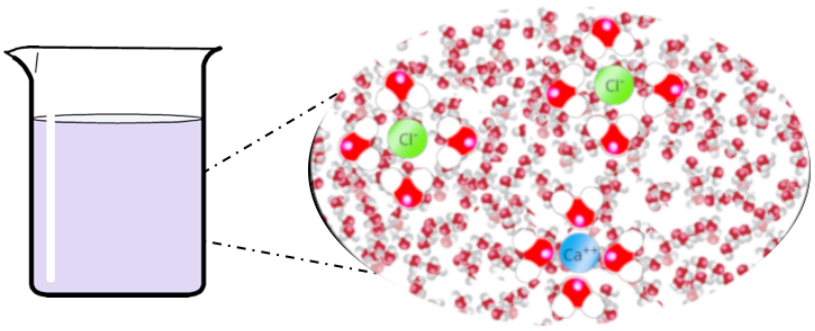


b) Quelle masse maximale de chlorure de calcium peut-on dissoudre dans 25 mL d'eau ?

Correctif 7.24 :

a) Échelle macroscopique : sel dissous, on ne voit rien... Échelle moléculaire : des ions solvatés.

Échelle macroscopique Échelle moléculaire



b) 25 mL = $25 \cdot 10^{-3}$ L $\rightarrow$ masse maximale = 745 g/L $\cdot 25^{-3}$ L = 18,63 g

8 Nomenclature inorganique

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

métal	non-métal	oxyde	hydroxyde
sel	acide	oxacide	hydracide
ion polyatomique	base	mono / di / tri / tétra / penta...	

Ions à connaître par coeur, avec les acides correspondants

NO_3^-	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}	ClO^-
nitrate	sulfate	phosphate	hypochlorite
NO_2^-	SO_3^{2-}	PO_3^{3-}	ClO_2^-
nitrite	sulfite	phosphite	chlorite
CO_3^{2-}	OH^-	CN^-	ClO_3^-
carbonate	hydroxyde	cyanure	chlorate
NH_4^+	O^{2-}		ClO_4^-
ammonium	oxyde		perchlorate

Savoirs et savoir-faire

☐ expliquer la classification en groupe de nomenclature
☐ construire des molécules à partir de ions donnés
☐ nommer n'importe quelle molécule inorganique à partir de sa formule brute
☐ donner la formule brute de n'importe quelle molécule inorganique à partir de son nom

Exercices

8.1 (th) Pourquoi sépare-t-on les molécules en familles ?

Correctif 8.1 : Chaque « famille » de molécules correspond à un type de propriétés particulières. On les regroupe ensemble car elles sont chimiquement semblables, elles vont réagir de la même façon. On va donc nommer chaque groupe différemment.

8.2 (th) Pourquoi les oxydes de métaux et de non-métaux n'ont-ils pas les mêmes règles de nomenclature ?

Correctif 8.2 : Les métaux forment des composés ioniques alors que les non-mtaux forment des composés covalents. On nomme les ions présents dans un cas, éventuellement avec le nombre d'oxydation s'il y a plusieurs possibilités, et les molécules formées dans l'autre (mono, di, tri,..).

8.3 ★ (th) Quelles sont les propriétés d'un et comment reconnaît-on un...

a) acide ?

b) hydroxyde ?

c) oxyde ?

d) sel ?

Correctif 8.3 : Il est important de savoir reconnaître le groupe auquel appartient une molécule à partir de sa formule brute et de comprendre que les propriétés dans une même famille sont similaires.

a) Selon la définition d'Arrhénius, un acide est une substance qui, en se dissociant dans l'eau, produit des ions hydrogène. Exemple : HCl.

   $HCl \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

   Selon la définition de Brønsted-Lowry, un acide est une substance capable de céder un proton, le plus souvent à l'eau (l'ion H^+ est nommé proton, un abus de langage très fréquent). Exemple : HCl

   $HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

   Tous les acides commencent donc leur formule chimique par un H ! Il se trouve au début, à gauche, car il est chargé positivement.

b) Un hydroxyde est une substance qui, en se dissociant dans l'eau, forme des ions hydroxyde OH^-. Exemple : NaOH

   $NaOH_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

   Tous les hydroxydes finissent donc leur formule chimique par un OH ! Il se trouve à la fin, à droite, car il est chargé négativement.

c) Un oxyde est une substance formée d'un métal, d'un élément de transition ou d'un non-métal lié à un ou plusieurs atomes d'oxygène (dont le nombre d'oxydation vaut -2). Exemples : Na_2O, MgO, Al_2O_3, Cl_2O_7, etc.

   Tous les oxydes finissent donc leur formule chimique par un O ! Il se trouve à la fin, à droite, car il est chargé négativement.

d) Un sel est une substance formée de métaux ou d'un élément de transition avec au moins un non-métal autre que l'oxygène et l'hydrogène (ions). Généralement,

les sels se dissocient dans l'eau, et forment des ions positifs et des ions négatifs.
Exemples : $NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$ $\quad$ $Li_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\ Li^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$
Les sels sont un peu « ce qui reste si ce n'est pas un des autres groupes ». Ils peuvent être composés de deux éléments ou il peut s'agir d'ions polyatomiques.

8.4 (th) Qu'est-ce qu'un composé organique ? Donnez trois noms de molécules organiques.

Correctif 8.4 : Un composé organique est une substance formée essentiellement d'atomes de carbone ainsi que d'autres éléments tels que l'hydrogène, l'oxygène, l'azote, le phosphore, le soufre. Les composés contenant du carbone n'étant pas considérés comme organiques sont : le carbone pur (diamant, graphite), les oxydes de carbone (CO ; CO_2), les carbonate (CO_3^{2-}), les cyanures (CN^-) et les carbures (C_2^{2-}). Il existe une infinité de molécules organiques. En voici quelques exemples : le méthane CH_4, le butane $CH_3CH_2CH_2CH_3$, l'éthanol CH_3CH_2OH, l'acide acétique (ou éthanoïque, = vinaigre) CH_3COOH, le glucose $C_6H_{12}O_6$, l'urée NH_2CONH_2, les acides gras, les protéines, les glucides, etc. Il existe également de nombreux composés organiques synthétiques : le nylon, le polyéthylène, ...

8.5 (th) À quoi cela sert-il d'avoir des règles de nomenclature ?

Correctif 8.5 : Au début de la chimie, les composés étaient nommés en fonction de leur source ou de leurs propriétés : calcaire pour le carbonate de calcium, vinaigre pour l'acide acétique. Ces noms communs n'aident pas à connaître la structure de ces composés. Les règles de nomenclature UIPAC servent donc non seulement à unifier le nom des molécules, mais aussi à donner des indications sur la structure des composés. Cela donne directement une information sur la composition ainsi que sur les propriétés.

8.6 (th) Pourquoi doit-on parfois ajouter des préfixes hypo- et per- devant des noms ? (✒)

Correctif 8.6 : Les acides et les sels contenant de l'oxygène ont parfois plus de deux nombres d'oxydation possibles. Les suffixes « ique/eux » et « ate/ique » ne suffisent plus à les différencier. Par conséquent, il est nécessaire d'ajouter une information spécifique supplémentaire, dans ce cas-là sous la forme d'un préfixe grec.

8.7 ★ (ex) Dites à quelle famille appartient chacune des espèces suivantes :

a) KCl
b) BaO
c) O_2
d) MnO_2
e) Na_3PO_4
f) $HClO$
g) I_2O_5
h) $Ba(OH)_2$
i) Fe_2O_3
j) HBr
k) Cu

Correctif 8.7 : Il faut se baser sur la structure de la formule brute pour répondre.

a) sel (chlorure de potassium)
b) oxyde (oxyde de baryum)
c) corps pur (dioxygène)
d) oxyde (oxyde de manganèse(IV))
e) sel (phosphate de sodium)
f) acide (acide hypochloreux)
g) oxyde (pentoxyde de diiode)
h) hydroxyde (hydroxyde de baryum)
i) oxyde (oxyde de fer(III))
j) acide (acide bromhydrique)
k) corps pur (cuivre métallique)

8.8 (ex) Trouvez le nombre d'oxydation du chlore dans les espèces chimiques :

a) chlorure de potassium
b) chlorure de calcium
c) ion hypochlorite (✒)
d) ion chlorate (✒)
e) ion perchlorate (✒)
f) $MgCl_2$

Correctif 8.8 :

a) $(KCl) : -1$
b) $(CaCl_2) : -1$
c) $(ClO^-) : +1$
d) $(ClO_3^-) : +5$
e) $(ClO_4^-) : +7$
f) $(MgCl_2) : -1$

8.9 ★ (ex) Avec l'élément azote, formez si possible un oxyde, un hydroxyde, un acide et un sel.

Correctif 8.9 :

a) Plusieurs oxydes possibles : NO : monoxyde d'azote ; NO_2 : dioxyde d'azote ; N_2O_5 : pentoxyde d'azote.
b) Impossible d'avoir un hydroxyde (pas d'hydroxyde de non-métaux !).
c) Deux acides possibles : HNO_2 : acide nitreux ; HNO_3 : acide nitrique.
d) Beaucoup de sels possibles, mais il y a 4 « variantes » : KNO_2, nitrite de potassium ; $NaNO_3$, nitrate de sodium ; Li_3N, nitrure de lithium ; NH_4Cl, chlorure d'ammonium.

8.10 ★ (ex) Avec les éléments suivants : O ; H ; K ; S, formez :

a) trois acides
b) trois sels
c) trois oxydes
d) peut-on former des hydroxydes ? si oui lesquels ?

Correctif 8.10 : Il n'y a pas vraiment de choix, malgré les apparences (sauf pour les oxydes).

a) H_2S : acide sulfhydrique ; H_2SO_3 : acide sulfureux ; H_2SO_4 : acide sulfurique

b) K_2S : sulfure de potassium ; K_2SO_3 : sulfite de potassium ; K_2SO_4 : sulfate de potassium

c) SO : monoxyde de soufre ; SO_2 : dioxyde de soufre ; SO_3 : trioxyde de soufre ; K_2O : oxyde de potassium ; H_2O : « oxyde d'hydrogène »... (de l'eau)

d) KOH : hydroxyde de potassium (1 seul possible, avec le métal)

8.11 (ex) Donnez la formule brute et le nom des oxydes que l'on peut former avec le sélénium et le nickel. (✒)

a) Lequel des deux éléments peut former des hydroxydes ? Donnez la formule brute et le nom de chaque hydroxyde.

b) Lequel des deux éléments peut former des acides ? Donnez la formule brute et le nom de chaque acide.

Correctif 8.11 : SeO : monoxyde de sélénium ; SeO_2 : dioxyde de sélénium ; SeO_3 : trioxyde de sélénium ; NiO : oxyde de nickel(II) ; Ni_2O_3 : oxyde de nickel(III)

a) Seul le nickel, un métal de transition, peut former des hydroxydes : $Ni(OH)_2$: hydroxyde de nickel (II) ; $Ni(OH)_3$: hydroxyde de nickel(III)

b) Seul le sélénium, un non-métal, peut former des acides : H_2Se : acide sélénhydrique ; H_2SeO_3 : acide sélénieux ; H_2SeO_4 : acide sélénique

8.12 ★ (ex) Pour chacune des molécules suivantes :

— indiquez les ions produits par la dissociation de ces molécules dans l'eau ;

— donnez le nom de la substance.

a) K_2SO_3

b) CdS

c) $Fe(NO_3)_3$

d) $MgBr_2$

Correctif 8.12 :

a) sulfite de potassium

$K_2SO_3 \xrightarrow{H_2O} 2\ K^+_{(aq)} + SO_3^{2-}{}_{(aq)}$

b) sulfure de cadmium

$CdS \xrightarrow{H_2O} Cd^{2+}_{(aq)} + S^{2-}{}_{(aq)}$

c) nitrate de fer(III)

$Fe(NO_3)_3 \xrightarrow{H_2O} Fe^{3+}_{(aq)} + NO_3^-{}_{(aq)}$

d) bromure de magnésium

$MgBr_2 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+}_{(aq)}$ et $Br^-{}_{(aq)}$

8.13 ★ (ex) Pour chacune des molécules suivantes :

— indiquez les ions produits par la dissociation de ces molécules dans l'eau ;

— dites s'il s'agit d'un acide, d'une base ou d'un sel, et donnez le nom de la substance.

a) $Al(OH)_3$
b) $HClO_3$
c) NH_4NO_3
d) HI
e) $Co(OH)_2$
f) $HClO_2$

Correctif 8.13 : (Note : les ions H^+ dans l'eau sont plutôt sous forme de H_3O^+, ce n'est pas vraiment une dissociation mais une réaction avec l'eau)

a) hydroxyde d'aluminium, base :
$Al(OH)_3 \xrightarrow{H_2O} Al^{3+}_{(aq)} + 3\ OH^-_{(aq)}$
b) acide chlorique, acide :
$HClO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO^-_{3\,(aq)}$
$HClO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{3\,(aq)}$
c) nitrate d'ammonium, ce n'est ni un acide, ni une base, mais un sel :
$NH_4NO_3 \xrightarrow{H_2O} NH^+_{4\,(aq)} + NO^-_{3\,(aq)}$
d) acide iodhydrique, acide :
$HI \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$
$HI + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + I^-_{(aq)}$
e) hydroxyde de cobalt(II), base :
$Co(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} Co^{2+}_{(aq)} + 2\ OH^-_{(aq)}$
f) acide chloreux, acide :
$HClO_2 \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + ClO^-_{2\,(aq)}$
$HClO_2 + H_2O \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + ClO^-_{2\,(aq)}$

S'entraîner par famille de nomenclature

8.14 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(un seul élément)** :

a) O_3
b) F^-
c) Ne
d) Fe^{3+}
e) Na^+
f) Co

Correctif 8.14 :

a) trioxygène ou ozone
b) ion fluorure
c) néon
d) ion fer(III)
e) ion sodium
f) cobalt (métallique)

8.15 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(un seul élément)** :

a) tétraphosphore
b) ion calcium
c) ion manganèse(IV)
d) octasoufre
e) ion iodure
f) calcium (métallique)

Correctif 8.15 :

a) P_4
b) Ca^{2+}
c) Mn^{4+}
d) S_8
e) I^-
f) Ca

8.16 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(ions monoatomiques)** :

a) NaI
b) K_2S
c) Al_2S_3
d) $BiCl_3$
e) CoF_2

Correctif 8.16 :

a) iodure de sodium
b) sulfure de potassium
c) sulfure d'aluminium
d) chlorure de bismuth(III)
e) fluorure de cobalt(II)

8.17 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(ions monoatomiques)** :

a) fluorure de sodium
b) iodure de calcium
c) pentachlorure de phosphore
d) sulfure de zirconium
e) bromure de manganèse(IV)
f) nitrure de sodium

Correctif 8.17 :

a) NaF
b) CaI_2
c) PCl_5
d) ZrS_2
e) $MnBr_4$
f) Na_3N

8.18 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(oxydes)** :

a) K_2O
b) NO
c) B_2O_3
d) SrO
e) SeO_2
f) Cl_2O_7

Correctif 8.18 :

a) oxyde de potassium
b) monoxyde d'azote
c) oxyde de bore
d) oxyde de strontium
e) dioxyde de sélénium
f) heptoxyde de (di)chlore

8.19 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(oxydes)** :

a) oxyde de manganèse(III)
b) dioxyde d'azote
c) oxyde de plomb(IV)
d) oxyde de vanadium(V)
e) hypochlorite de sodium
f) monoxyde de carbone

De quelle famille fait partie le composé qui n'est pas un oxyde ?

Correctif 8.19 :

a) Mn_2O_3
b) NO_2
c) PbO_2
d) V_2O_5
e) (NaClO n'est pas un oxyde, c'est un sel)
f) CO

8.20 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(hydroxydes)** :

a) hydroxyde de zinc
b) hydroxyde de cuivre(II)
c) hydroxyde de potassium
d) hydroxyde de fer(III)

Correctif 8.20 :

a) $Zn(OH)_2$ b) $Cu(OH)_2$ c) KOH d) $Fe(OH)_3$

8.21 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(hydroxydes)** :

a) $Ga(OH)_3$ b) $Mg(OH)_2$ c) $Al(OH)_3$ d) $Mn(OH)_2$

Correctif 8.21 :

a) hydroxyde de gallium(III)
b) hydroxyde de magnésium
c) hydroxyde d'aluminium
d) hydroxyde de manganèse(II)

8.22 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(hydracides)** :

a) acide chlorhydrique
b) acide bromhydrique
c) acide sulfhydrique

Correctif 8.22 :

a) HCl b) HBr c) H_2S

8.23 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(hydracides)** :

a) HF b) HI c) HBr d) H_2Se

Correctif 8.23 :

a) acide fluorhydrique
b) acide iodhydrique
c) acide bromhydrique
d) acide selenhydrique

8.24 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(oxacides)** :

a) acide phosphoreux
b) acide sulfureux
c) acide sélénique (✍)
d) acide chlorique
e) acide perbromique (✍)
f) acide hypochloreux
g) acide chromique (✍)
h) acide permanganique (✍)

Correctif 8.24 :

a) H_3PO_3 c) H_2SeO_4 e) $HBrO_4$ g) H_2CrO_4
b) H_2SO_3 d) $HClO_3$ f) $HClO$ h) $HMnO_4$

8.25 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(oxacides)** :

a) H_3PO_3 c) HNO_2 e) H_2SeO_4 g) HIO_3
b) H_2SO_4 d) H_3BO_3 f) $HClO_2$ h) $HClO_4$

Correctif 8.25 :

a) acide phosphoreux
b) acide sulfurique
c) acide nitreux
d) acide borique
e) acide sélénique
f) acide chloreux
g) acide iodique
h) acide perchlorique

8.26 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes **(ions polyatomiques)** :

a) sulfate de potassium
b) iodure de baryum
c) chlorate de magnésium
d) carbonate d'ammonium
e) phosphate de cobalt(II)
f) nitrate de fer(II)
g) sulfite de cuivre(I)
h) chlorate de calcium
i) permanganate de potassium
j) hypochlorite d'aluminium

k) periodate de nickel(II)
l) sulfate d'ammonium
m) chromate de sodium (✍)
n) acétate de fer(III) (✍)
o) chromate d'aluminium (✍)

Correctif 8.26 :

a) K_2SO_4
b) BaI_2
c) $Mg(ClO_3)_2$
d) $(NH_4)_2CO_3$
e) $Co_3(PO_4)_2$
f) $Fe(NO_3)_2$
g) Cu_2SO_3
h) $Ca(ClO_3)_2$
i) $KMnO_4$
j) $Al(ClO)_3$
k) $Ni(IO_4)_2$
l) $(NH_4)_2SO_4$
m) Na_2CrO_4
n) $Fe(CH_3COO)_3$
o) $Al_2(CrO_4)_3$

8.27 ★ (ex) Donnez le nom des espèces suivantes **(ions polyatomiques)** :

a) K_2SO_3
b) $CuNO_3$
c) $Ca_3(PO_4)_2$
d) $Mn(NO_3)_2$
e) $Al(NO_2)_3$
f) $RbClO_4$
g) $Sr(BrO_4)_2$
h) $Fe(IO_2)_3$

Correctif 8.27 :

a) sulfite de potassium
b) nitrate de cuivre(II)
c) phosphate de calcium
d) nitrate de manganèse(II)
e) nitrite d'aluminium
f) perchlorate de rubidium
g) perbromate de strontium
h) iodite de fer(III)

S'entraîner tout mélangé

8.28 ★ (ex) Donner le nom des espèces suivantes :

a) HI
b) Au^{3+}
c) $AlPO_4$
d) CO_2
e) H_2CO_3
f) H_2
g) $Pb(ClO_3)_2$
h) $Bi(NO_3)_3$
i) BaF_2
j) P_2O_5
k) $CaCO_3$
l) F^-
m) $Zn(OH)_2$
n) Al_2O_3
o) Ag
p) LiBr
q) $AlCl_3$
r) S^{2-}
s) $Pb(OH)_4$
t) CrO_3
u) $FeBr_3$
v) FeS
w) SO_3
x) $Cd(ClO_3)_2$
y) CO
z) Al^{3+}
aa) $TiCl_3$
ab) $Cd(OH)_2$
ac) $Fe(NO_2)_3$
ad) I_2O_5
ae) $SrCl_2$
af) H_2CO_3
ag) $Ni(ClO_3)_2$
ah) $Ca_3(PO_4)_2$
ai) $(NH_4)_2CO_3$
aj) $AuCl_3$

Correctif 8.28 :

a) acide iodhydrique
b) ion or(III)
c) phosphate d'aluminium
d) dioxyde de carbone
e) acide carbonique
f) (di)hydrogène
g) chlorate de plomb(II)
h) nitrate de bismuth(III)
i) fluorure de baryum
j) pentoxyde de (di)phosphore
k) carbonate de calcium
l) ion fluorure
m) hydroxyde de zinc
n) oxyde d'aluminium
o) argent
p) bromure de lithium
q) chlorure d'aluminium
r) ion sulfure
s) hydroxyde plomb(IV)
t) oxyde de chrome(VI)
u) bromure de fer(III)
v) sulfure de fer(II)
w) trioxyde de soufre
x) chlorate de cadmium
y) monoxyde de carbone
z) ion aluminium
aa) chlorure de titane(III)
ab) hydroxyde de cadmium
ac) nitrite de fer(III)
ad) pentoxyde de (di)iode
ae) chlorure de strontium
af) acide carbonique
ag) chlorate de nickel(II)
ah) phosphate de calcium
ai) carbonate d'ammonium
aj) chlorure d'or(III)

8.29 ★ (ex) Donnez la formule brute des espèces suivantes :

a) hydroxyde de calcium
b) octasoufre
c) acide sulfurique
d) acide sulfhydrique
e) acide sulfureux
f) hydroxyde de zirconium(IV)
g) nitrite d'étain(II)
h) tantale
i) sulfite de potassium
j) sulfure de potassium
k) oxyde de tungstène(VI)
l) hydroxyde de manganèse(VI)
m) acide perchlorique
n) carbonate de gallium(III)
o) bromure de calcium
p) sulfate de zirconium
q) ion iodure
r) trioxyde de (di)chlore
s) fluorure de cuivre(II)
t) acide phosphorique
u) nitrate de baryum
v) ion carbonate
w) hypochlorite de cadmium
x) hydroxyde d'aluminium
y) sulfate de manganèse(II)
z) permanganate de chrome(III)

Correctif 8.29 :

a) $Ca(OH)_2$
b) S_8
c) H_2SO_4
d) H_2S
e) H_2SO_3
f) $Zr(OH)_4$
g) $Sn(NO_2)_2$
h) Ta
i) K_2SO_3
j) K_2S
k) WO_3
l) $Mn(OH)_6$
m) $HClO_4$
n) $Ga_2(CO_3)_3$
o) $CaBr_2$
p) $Zr(SO_4)_2$
q) I^-
r) Cl_2O_3
s) CuF_2
t) H_3PO_4
u) $Ba(NO_3)_2$
v) CO_3^{2-}
w) $Cd(ClO)_2$
x) $Al(OH)_3$
y) $MnSO_4$
z) $Cr(MnO_4)_3$

9 Réactions chimiques

Vocabulaire à apprendre et à maîtriser

réaction chimique	réaction ionique	équation chimique	conservation de la matière
réactifs	produits	coefficient stœchiométrique	équilibrer une réaction
neutralisation	précipitation	combinaison/formation	décomposition
réaction de double déplacement	« croiser les ions »	indicateur	précipité
réaction de simple déplacement	diagramme d'énergie	enthalpie	entropie

Symboles à connaître

$\longrightarrow$ $\rightleftarrows$ $\downarrow$ ou $\downarrow$ Δ E

Savoirs et savoir-faire

☐ expliquer la différence entre une réaction chimique et une « réaction » physique
☐ écrire une équation chimique avec les symboles appropriés
☐ identifier les réactifs et les produits
☐ expliquer le lien entre la conservation de la matière et l'équation chimique
☐ équilibrer une réaction chimique
☐ savoir qu'une réaction chimique nécessite de l'énergie pour débuter
☐ analyser un diagramme d'énergie de réaction
☐ expliquer comment une réaction peut se produire spontanément (enthalpie/entropie)
☐ nommer une réaction chimique (= déterminer le type de réaction)
☐ reconnaître et compléter une équation de réaction de précipitation, en indiquant le précipité
☐ définir ce qu'est une base, et expliquer pourquoi tous les hydroxydes sont considérés comme des bases
☐ définir ce qu'est un acide
☐ expliquer à quoi sert un indicateur coloré et savoir analyser les couleurs obtenues
☐ reconnaître et compléter une équation de neutralisation
☐ représenter n'importe quelle réaction au niveau moléculaire à partir de l'équation et des états physiques

Exercices

Réactions chimiques

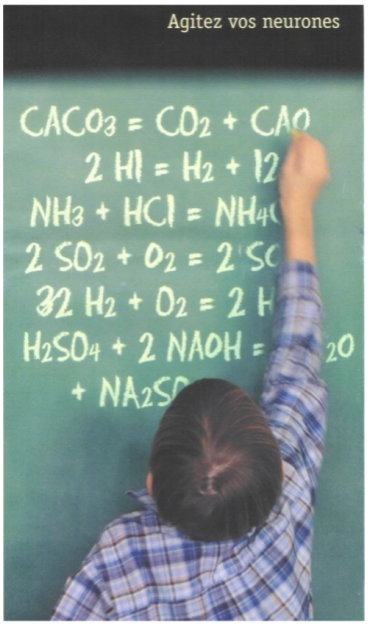
9.1 ★ (th) Quelle est la différence entre une réaction physique et une réaction chimique.

Correctif 9.1 : Une transformation physique est un changement d'état de la matière. Lors de cette transformation les molécules ne changent pas. Par exemple, l'eau dans la glace ou dans l'eau liquide reste H_2O. Une transformation chimique est le changement d'une molécule en une autre : des liaisons sont cassées et de nouvelles sont formées. Il y a les mêmes éléments, mais ils sont agencés différemment !

9.2 ★ (th) Qu'est-ce qu'un coefficient stœchiométrique ?

Correctif 9.2 : Un coefficient stœchiométrique est un chiffre que l'on place devant une molécule (ou un ion) pour indiquer le nombre qu'il y en a. On l'indique en équilibrant une équation chimique. Il se rapporte aussi bien au nombre de molécules qu'à la mole.

9.3 (th) Voici une pub FNAC de la rentrée 2002. Trouvez deux anomalies dans cette affiche.



Correctif 9.3 : Certains symboles ne sont pas écrits correctement, car la deuxième lettre devrait être une minuscule : Ca, Na. Le signe = n'est jamais utilisé pour une équation chimique. En effet, il faut mettre une flèche, symbole d'une transformation.

9.4 (th) Donnez la différence entre une réaction chimique et une équation chimique.

Correctif 9.4 : L'équation chimique est l'écriture symbolique de ce qui est en train de se passer au niveau macroscopique : la réaction chimique.

9.5 ★ (th) Pourquoi est-il nécessaire d'équilibrer une équation chimique ?

Correctif 9.5 : Il s'agit d'une sorte de recette de cuisine, il faut donc bien indiquer les proportions pour que cela se produise correctement. « Rien ne se perd, rien ne se créer, tout se transforme ». Il est donc nécessaire d'équilibrer une équation chimique, car il faut avoir le même nombre d'atomes de chaque élément avant et après la réaction chimique. Sans cela, on considère que le symbole de la réaction est incomplet.

9.6 (th) Pourquoi parle-t-on d'une réaction de « double déplacement » ?

Correctif 9.6 : Une réaction est dite de double déplacement parce que l'on « croise les ions ». Il y a un double déplacement d'ions, un croisement entre deux parties de molécules. Précisons que les composés sont souvent sous forme de ions dissous dont certains se mettent ensemble pour ne plus être sous forme de ions, alors que d'autres restent sous forment de ions dissous. Ces derniers sont appelés des ions spectateurs.

9.7 (th) Est-ce que toutes les substances pures réagissent spontanément en faisant une combinaison ?

Correctif 9.7 : Deux substances pures (simples ou composées) ne réagissent pas forcément ensemble pour se combiner et ne donner qu'un seul produit. Exemple : du sel de cuisine (NaCl) et du fer (Fe) ne vont pas se combiner et ne former qu'une espèce du type « FeNaCl ». L'évolution de l'énergie durant le processus permet de déterminer si la réaction se fera, ou pas. La plupart des réactions chimiques ne sont du reste pas des réactions de combinaison.

9.8 (th) Comment définir une réaction de décomposition ?

Correctif 9.8 : Une réaction de décomposition est le cas de figure où l'on part d'**un** réactif et où l'on obtient **plusieurs** produits. La chaleur aide souvent aux réactions de décomposition. On parle alors de décomposition thermique.

9.9 ★ (th) Qu'ont les réactifs et les produits d'une réaction chimique en commun ? Qu'ont-ils de différent ?

Correctif 9.9 : Réactifs = atomes/ions/molécules avant la réaction chimique (côté gauche). Produits = atomes/ions/molécules après la réaction chimique (côté droit). Les éléments que l'on trouve dans le produits sont les mêmes que ceux que l'on trouve dans les réactifs. En effet ces éléments proviennent des réactifs. Les réactifs et les produits sont symbolisés de la même manière dans une équation chimique (symbole de l'atome ou du ion monoatomique, formule brute pour les molécules et les ions polyatomiques). La principale différence entre les produits et les réactifs est l'arrangement des atomes

dans les molécules qui n'est pas le même : les produits sont des espèces chimiques différentes des réactifs.

9.10 ★ (mo) Ces notations sont-elles équivalentes ? Expliquez.

a) Cl_2 2 Cl 2 Cl^- Cl_2^-

b) 2 $Mg(NO_3)_{2(aq)}$ $MgN_4O_{12(aq)}$ 2 $Mg^{2+}_{(aq)}$ + 2 $NO_{3\,(aq)}^-$

c) $SO_4^{--}{}_{(aq)}$ $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ $SO_4^{-2}{}_{(aq)}$

Correctif 9.10 :

a) Ces notations ne sont pas équivalentes : Cl_2 représente une molécule de chlore où deux atomes de cet élément se sont liés entre eux.

   2 Cl représente deux atomes de chlore (pris séparément). 2 Cl^- représente deux anions de chlore. $Cl_2{}^-$ serait un ion complexe formé de deux atomes de chlore liées ensemble et portant une charge négative ; mais cet ion n'existe pas.

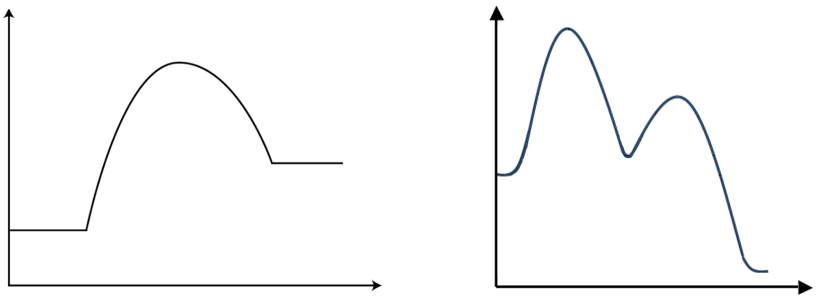
b) $Mg(NO_3)_{2(aq)}$ représente la mise en solution aqueuse de deux molécules de nitrate de magnésium. $MgN_40_{12(aq)}$ est une écriture incorrecte. Cela ressemble à une formule brute, mais cela ne correspond pas à la réalité moléculaire. 2 $Mg^{2+}_{(aq)}$ + 2 NO_3^- représentent deux cations magnésium et deux anions nitrate en solution dans l'eau. Cette écriture n'est pas équivalente à la première, car il faudrait 4 $NO_{3\,(aq)}^-$.

c) $SO_4^{--}{}_{(aq)}$, $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ et $SO_4^{-2}{}_{(aq)}$ sont des notations équivalentes et représentent l'anion sulfate.

9.11 ★ (th) Quels sont les paramètres qui déterminent si une réaction est spontanée ou pas ? Expliquez le rôle de chacun.

Correctif 9.11 : Une réaction se produit lorsque de l'énergie potentielle est relâchée. Elle peut se trouver sous former de **chaleur** (énergie stockée à l'intérieur de la substance relâchée dans l'environnement) ou d'**entropie** (désordre, changement de l'organisation ; plus d'espèces produites ou dans un état plus énergétique, notamment sous forme de gaz

9.12 ★ (th) Voici deux diagrammes d'énergie pour deux réactions différentes.



a) Nommez les axes.

b) Montrez où se trouvent les réactif et les produits.

c) Pourquoi y a-t-il une bosse au milieu ? Pourquoi une seconde bosse est-elle présente sur le diagramme de droite ?

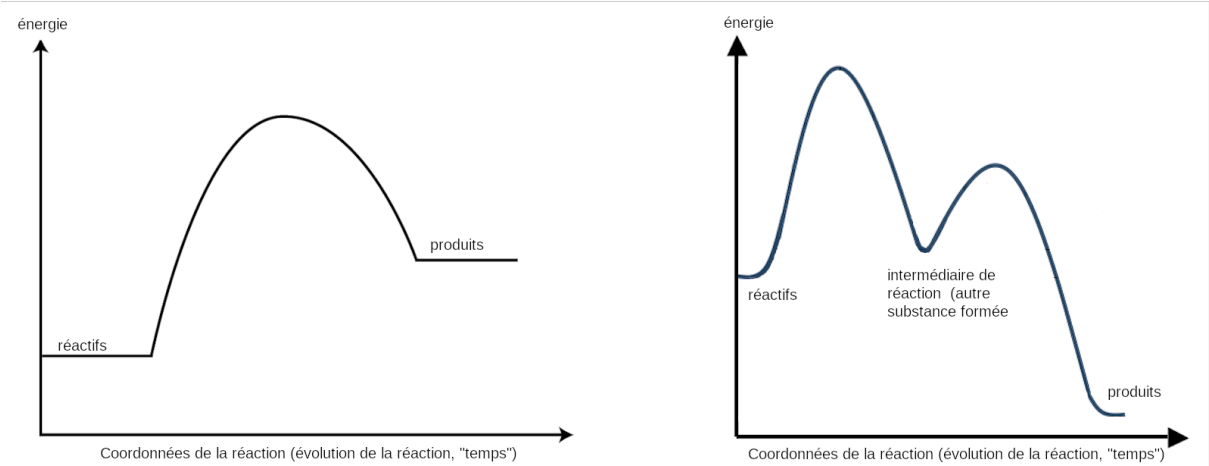
d) Laquelle de ces réactions est probablement spontanée ? Pourquoi ?

e) Que faudrait-il vérifier pour déterminer si chacune de ces réactions est réellement spontanée ?

Correctif 9.12 : Ces graphiques représentent l'évolution de l'énergie lors d'une réaction.

a) Le nom des axes est indiqué sur l'image

b) Les réactifs se trouvent « sur le plat au début » et les produits « sur le plat à la fin »



c) La bosse représente l'énergie d'activation, l'énergie nécessaire pour faire réagir les substances. La taille diffère pour chaque réaction, car la quantité nécessaire pour démarrer une réaction n'est pas la même. S'il y a plusieurs bosses, cela signifie qu'il y a plusieurs étapes. Les produits finaux sont formés en passant par une autre espèce formée, qui peut-être plus ou moins stable .

d) L'énergie finale de la réaction de gauche étant plus élevée qu'au début, cela signifie que de l'énergie a été absorbée (endothermique). Ce type de processus est rarement spontané (pas de libération d'énergie potentielle). En revanche, l'énergie finale de la réaction de droite étant plus basse qu'au début, elle a libéré de l'énergie (exothermique). Ce qui est généralement énergétiquement favorable.

e) Il faudrait vérifier la différence d'organisation entre le début et la fin de la réaction, soit le niveau d'ordre (ou de désordre), ce que l'on appelle l'entropie. Plus de désordre à la fin signifie généralement une réaction spontanée.

9.13 ★ (mo) La réaction de combustion du méthane (CH_4) avec l'oxygène forme du gaz carbonique et de l'eau.

a) Écrivez et équilibrez l'équation de cette réaction.

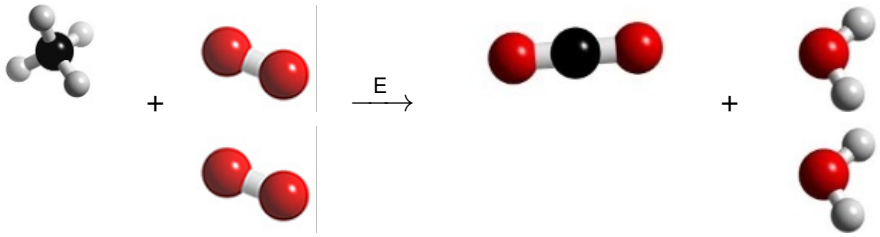
b) Dessinez, en utilisant le modèle en sphère, les molécules de réactifs et de produits en respectant les proportions.

c) Pourquoi est-qu'il n'y a aucune réaction si on met du butane au contact de l'oxygène ?

d) Est-ce que si l'on fait un diagramme d'énergie, le niveau d'énergie des produits et plus élevé ou plus bas que celui des réactifs ?

Correctif 9.13 :

a) $CH_4 + \mathbf{2}\ O_2 \longrightarrow CO_2 + \mathbf{2}\ H_2O$

b) 

c) Même si le butane et l'oxygène réagissent ensemble, il faut leur donner une certaine énergie pour que cela se produise, ce que l'on appelle l'énergie d'activation et qui est représenté par une bosse sur un diagramme d'énergie. Une étincelle, par exemple. Cette énergie permet de rompre les liaisons déjà existantes pour former de nouvelles liaisons et donc de nouveaux composés. C'est cette dernière partie qui libère de l'énergie.

d) Comme il s'agit d'une réaction de combustion, elle dégage de l'énergie (même si une énergie d'activation est nécessaire). Ainsi, cela signifie que l'énergie globale des composés a diminué, vu qu'une partie a été transmise. Le niveau d'énergie final, des produits, est donc plus bas que le niveau d'énergie initial, des réactifs.

9.14 ★ (ex) Une solution de chlorure de cuivre(II) réagit avec une autre contenant de l'hydroxyde de calcium. Celle-ci forme un solide d'hydroxyde de cuivre(II) et du chlorure de calcium aqueux. Écrivez l'équation chimique équilibrée la plus complète possible pour cette réaction, puis indiquez de quel type il s'agit.

Correctif 9.14 : $\mathbf{(1)}\ CuCl_{2(aq)} + \mathbf{(1)}\ Ca(OH)_{2(aq)} \xrightarrow{H_2O} \mathbf{(1)}\ Cu(OH)_2 \downarrow + \mathbf{(1)}\ CaCl_{2(aq)}$ (précipitation)

9.15 ★ (ex) On fait fondre de l'aluminium et on va le chauffer avec de l'oxyde de baryum solide, une réaction violente se produit et on obtient du baryum fondu et de l'oxyde d'aluminium solide. Écrivez l'équation chimique équilibrée la plus complète possible pour cette réaction, puis indiquez de quel type il s'agit.

Correctif 9.15 : $\mathbf{2}\ Al_{(\ell)} + \mathbf{3}\ BaO_{(s)} \longrightarrow Al_2O_{3(s)} + \mathbf{3}\ Ba_{(\ell)}$ (simple déplacement)

9.16 (ex) Équilibrez ces équations et ajoutez des informations supplémentaires si vous les connaissez (états de la matière, apports d'énergie).

a) La formation de la rouille sur du fer : $Fe + O_2 + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3$

b) La fabrication industrielle du fer : $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO_2$

c) Utilisation du sucre dans les cellules : $C_6H_{12}O_6 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

d) La combustion d'un alcool : $C_4H_{10}O + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Correctif 9.16 :

a) $\mathbf{4}\ Fe_{(s)} + \mathbf{3}\ O_{2(g)} + \mathbf{6}\ H_2O_{(\ell)} \longrightarrow \mathbf{4}\ Fe(OH)_3\downarrow$

b) $\mathbf{2}\ Fe_2O_{3(s)} + \mathbf{3}\ C_{(s)} \xrightarrow{\Delta} \mathbf{4}\ Fe_{(s)} + \mathbf{3}\ CO_{2(g)}$

c) $\mathbf{(1)}\ C_6H_{12}O_6 + \mathbf{6}\ O_{2(g)} \longrightarrow \mathbf{6}\ CO_{2(g)} + \mathbf{6}\ H_2O_{(\ell)}$

d) $\mathbf{2}\ C_4H_{10}O_{(\ell)} + \mathbf{12}\ O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta} \mathbf{8}\ CO_{2(g)} + \mathbf{10}\ H_2O_{(g)}$

9.17 ★ (ex) La réaction de combustion du butane dans un briquet nécessite du butane (formule : C_4H_{10}) et de l'oxygène pour former de l'eau et du dioxyde de carbone. (✒)

a) Écrivez l'équation complète de cette réaction.

b) Pour brûler 100 molécules de butane, combien faut-il de molécule d'oxygène ? Quel est le nombre de molécules de chaque produit formé ?

c) Que se passe-t-il si, en prenant le nombre de molécules d'oxygène calculé au point b, j'essaie de brûler 200 molécules de butane.

d) Même question qu'en c) mais pour 50 molécules de butane.

Correctif 9.17 : Le butane est brûlé (combustion) donc il s'agit d'un réactif. De l'oxygène est également nécessaire pour la combustion, donc c'est aussi un réactif. Les deux autres ont des produits !

a) $\mathbf{2}\ C_4H_{10(g)} + \mathbf{13}\ O_{2(g)} \longrightarrow \mathbf{8}\ CO_{2(g)} + \mathbf{10}\ H_2O_{(g)}$

b) Il faut utiliser les coefficients stœchiométriques pour cela ! Si on brûle 2 molécules de butane, on utilise 13 molécules d'oxygène. Donc 100 molécules de butane (50 fois plus), demanderont 650 molécules d'oxygène (50 fois plus). Il y aura donc 400 molécules de dioxyde de carbone et 500 molécules d'eau formées (50 fois plus).

c) Il n'y aura pas assez de molécules d'oxygène pour brûler le butane selon l'équation considérée. Le butane est dit en excès et l'oxygène limitant. Donc soit il reste du butane après, car tout l'oxygène a été consommé, mais pas tout le butane. Soit l'équation sera différente (combustion incomplète, qui sera étudiée dans quelques mois).

d) Il s'agit du cas inverse, l'oxygène est en excès et le butane est limitant. Il y aura beaucoup plus d'oxygène que de butane. Tout le butane sera consommé, et il restera de l'oxygène.

9.18 (ex) Nommez les réactions suivantes :

a) $CaCl_2 + AgNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + AgCl$

b) On mélange du sucre et de l'eau.

c) On chauffe une substance chimique pure, un gaz se dégage et il reste un résidu noir.

d) On mélange un acide et une base.

e) On mélange du HCl et du NaOH.

f) On mélange de la poudre de plomb et du soufre. Après chauffage, on obtient de la galène (sulfure de plomb).

g) $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

h) On fait bouillir de l'eau.

i) On sale l'eau des pâtes.

j) l'eau oxygénée utilisée comme désinfectant ne se conserve pas longtemps car elle se transforme petit à petit en eau et en oxygène

Correctif 9.18 : Combinaison (ou formation) : A + B $\longrightarrow$ C ; décomposition : A $\longrightarrow$ B + C ; précipitation : solide formé après la réaction de deux solutions ; neutralisation : acide + base $\longrightarrow$ sel + eau. Dissolution et dissociation ne sont pas vraiment des réactions chimiques, on les considère plutôt comme des changements d'états physiques (bien que cela ne le soit pas, il y a formation d'un mélange !).

a) AgCl n'est pas soluble (= solide dans l'eau) [CRM p. 254]. Les deux réactifs sont solubles, donc il s'agit de solutions. C'est une **précipitation**.

b) Il s'agit d'une dissolution, qui n'est pas vraiment d'une réaction chimique.

c) On remarque qu'il y a clairement une modification de la substance chimique. C'est donc bien une réaction chimique. Vu qu'une substance se transforme en plusieurs (en chauffant), c'est une **décomposition** (thermique).

d) Il s'agit d'une **neutralisation** (réaction d'un acide et d'une base).

e) Il s'agit d'une **neutralisation** (réaction d'un acide et d'une base).

f) Deux substances se mélangent et en produisent une troisième. Il s'agit d'une réaction de **combinaison** (ou de formation).

g) Il s'agit d'une **neutralisation** (acide + base), non équilibrée.

h) Il s'agit d'un changement d'état physique, et non d'une réaction chimique.

i) Il s'agit d'une **dissociation** du sel dans l'eau, ce qui n'est pas toujours considéré comme une réaction chimique.

j) Il s'agit d'une **décomposition** car une substance (l'eau oxygénée) se décompose en deux autres.

9.19 ★ (ex) Équilibrez les réactions suivantes et indiquez de quel type de réaction il s'agit (formation, décomposition, précipitation, neutralisation).

a) $ZnCl_2 + NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 + NaCl$

b) $Na_2O + H_2O \longrightarrow NaOH$

c) $Pb(NO_3)_2 + KI \longrightarrow PbI_2 + KNO_3$

d) $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$

e) $H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4$

f) $Fe_2O_3 + C \longrightarrow Fe + CO_2$

g) $NI_3 \longrightarrow N_2 + I_2$

h) $Fe + S \longrightarrow FeS$

i) $AgNO_3 + Zn \longrightarrow Ag + Zn(NO_3)_2$

j) $P_4 + O_2 \longrightarrow P_2O_5$

k) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$

l) $NaHSO_4 + HCl \longrightarrow H_2SO_4 + NaCl$ (✒)

Correctif 9.19 : La flèche ↓ signifie « précipite ». Les noms des réactifs et des produits sont donnés dans l'ordre d'apparition.

a) **(1)** $ZnCl_2$ + **2** NaOH $\xrightarrow{H_2O}$ **(1)** $Zn(OH)_2 \downarrow$ + **2** NaCl (précipitation)

b) **(1)** Na_2O + **(1)** $H_2O \longrightarrow$ **2** NaOH (combinaison)

c) **(1)** $Pb(NO_3)_2$ + **2** KI $\longrightarrow$ **(1)** $PbI_2 \downarrow$ + **2** KNO_3 (précipitation)

d) **(1)** SO_3 + **(1)** $H_2O \longrightarrow$ **(1)** H_2SO_4 (combinaison)

e) **(1)** H_2SO_4 + **2** NaOH $\longrightarrow$ **(1)** Na_2SO_4 + **2** H_2O (neutralisation)

f) **2** Fe_2O_3 + **3** C $\longrightarrow$ **4** Fe + **3** CO_2 (simple déplacement)

g) **2** $NI_3 \longrightarrow$ **(1)** N_2 + **3** I_2 (décomposition)

h) **(1)** Fe + **(1)** S $\longrightarrow$ **(1)** FeS (combinaison)

i) **2** $AgNO_3$ + **(1)** Zn $\longrightarrow$ **2** Ag + **(1)** $Zn(NO_3)_2$ (simple déplacement)

j) **(1)** P_4 + **5** $O_2 \longrightarrow$ **2** P_2O_5 (combinaison)

k) **2** $KClO_3 \longrightarrow$ **2** KCl + **3** O_2 (décomposition)

l) **(1)** $NaHSO_4$+ **(1)** HCl $\longrightarrow$ **(1)** H_2SO_4 + **(1)** NaCl (double déplacement)

La précipitation, plus en détails

9.20 ★ (th) Décrivez ce que l'on peut observer lors d'une réaction de précipitation.

Correctif 9.20 : Lors d'une réaction de précipitation, on peut observer la formation d'un solide insoluble : le précipité. La solution devient trouble, on ne voit plus à travers. Le solide peut être coloré ou blanc.

9.21 ★ (mo) Pour chacune des réactions suivantes :

Réaction n°1 : $Pb(NO_3)_2$ + KI $\longrightarrow$

Réaction n°2 : NaI + $HgCl_2$ $\longrightarrow$

a) Dessinez l'aspect des solutions au niveau **macroscopique** (avant/après).

b) Complétez et équilibrez l'équation complète.

c) Complétez et équilibrez l'équation ionique.

d) Donnez le nom de chacun des composés chimiques.

e) Représentez les solutions au niveau **moléculaire** (avant/après).

Correctif 9.21 :

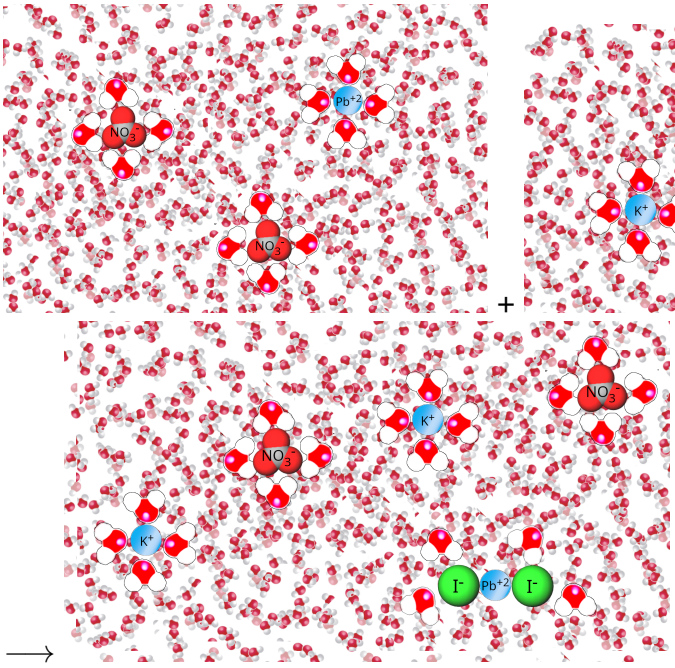
Réaction n°1 :

a) 

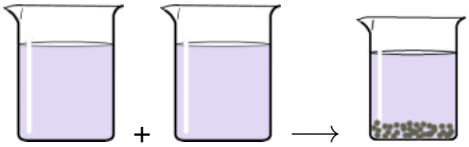
b) **(1)** $Pb(NO_3)_{2(aq)}$ + **2** $KI_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $PbI_2 \downarrow$ + **2** $KNO_{3(aq)}$

c) **(1)** $Pb^{2+}_{(aq)}$ + **2** $NO^-_{3\,(aq)}$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $I^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $PbI_2 \downarrow$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $NO^-_{3\,(aq)}$

d) $Pb(NO_3)_2$: nitrate de plomb(II) ; KI : iodure de potassium ; PbI_2 : iodure de plomb(II) ; KNO_3 : nitrate de potassium

e) 

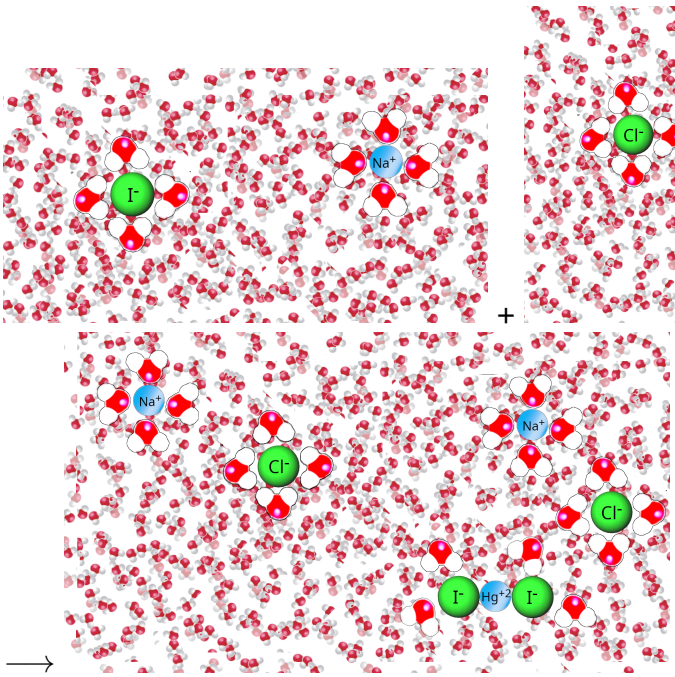
Réaction n°2 : $NaI + HgCl_2 \longrightarrow$

a) 

b) **2** $NaI_{(aq)}$ + **(1)** $HgCl_{2(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $HgI_2 \downarrow$ + **2** $NaCl_{(aq)}$

c) **2** $Na^+_{(aq)}$ + **2** $I^-_{(aq)}$ + **(1)** $Hg^{2+}_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $HgI_2 \downarrow$ + **2** $Na^+_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)}$

d) NaI : iodure de sodium ; $HgCl_2$:chlorure de mercure(II) ; HgI_2 : iodure de mercure(II) ; NaCl : chlorure de sodium

e) 

9.22 ★ (ex) Complétez, équilibrez et donnez l'état physique de chaque substance pour les équations de précipitation ci-dessous.
Ensuite, indiquez l'équation ionique de la réaction.

a) $NiCl_2 + KOH \longrightarrow$

b) $FeCl_3 + Na_2CO_3 \longrightarrow$

c) $Pb(CH_3COO)_2 + Na_2CrO_4 \longrightarrow$

d) $CuSO_4 + NaOH \longrightarrow$

e) $HgCl_2 + KI \longrightarrow$

f) $CrCl_3 + NH_4OH \longrightarrow$

Correctif 9.22 :

a) **(1)** $NiCl_{2(aq)}$ + **2** $KOH_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Ni(OH)_2 \downarrow$ + **2** $KCl_{(aq)}$
(1) $Ni^{2+}_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)}$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $OH^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Ni(OH)_2 \downarrow$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)}$

b) **2** $FeCl_{3(aq)}$ + **3** $Na_2CO_{3(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Fe_2(CO_3)_3\downarrow$ + **6** $NaCl_{(aq)}$
2 $Fe^{3+}_{(aq)}$ + **6** $Cl^-_{(aq)}$ + **6** $Na^+_{(aq)}$ + **3** $CO_3^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Fe_2(CO_3)_3\downarrow$ + **6** $Na^+_{(aq)}$ + **6** $Cl^-_{(aq)}$

c) **(1)** $Pb(CH_3COO)_{2(aq)}$ + **(1)** $Na_2CrO_{4(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $PbCrO_4 \downarrow$ + **2** $CH_3COONa_{(aq)}$
(1) $Pb^{2+}_{(aq)}$ + **2** $CH_3COO^-{}_{(aq)}$ + **2** $Na^+_{(aq)}$ + **(1)** $CrO_4{}^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $PbCrO_4 \downarrow$ + **2** $Na^+_{(aq)}$ + **2** $CH_3COO^-{}_{(aq)}$

d) **(1)** $CuSO_{4(aq)}$ + **2** $NaOH_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Cu(OH)_2 \downarrow$ + **(1)** $Na_2SO_{4(aq)}$
(1) $Cu^{2+}_{(aq)}$ + **(1)** $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ + **2** $Na^+_{(aq)}$ + **2** $OH^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Cu(OH)_2 \downarrow$ + **2** $Na^+_{(aq)}$ + **(1)** $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

e) **(1)** $HgCl_{2(aq)}$ + **2** $KI_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $HgI_2 \downarrow$ + **2** $KCl_{(aq)}$
(1) $Hg^{2+}_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)}$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $I^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $HgI_2 \downarrow$ + **2** $K^+_{(aq)}$ + **2** $Cl^-_{(aq)}$

f) **(1)** $CrCl_{3(aq)}$ + **3** $NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Cr(OH)_3 \downarrow$ + **3** $NH_4Cl_{(aq)}$
(1) $Cr^{3+}_{(aq)}$ + **3** $Cl^-_{(aq)}$ + **3** $NH_{4(aq)}^+$ + **3** $OH^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Cr(OH)_3 \downarrow$ + **3** $NH_{4(aq)}^+$ + **3** $Cl^-_{(aq)}$

9.23 (ex) Dans les équations de précipitation suivantes, un ion n'a pas été indiqué (négligé ici). Il s'agit d'un ion spectateur ; la nature du précipité ne dépend donc pas de celui-ci. Complétez ces équations, tout d'abord sans ajouter cet ion spectateur puis en proposant des substances contenant cet ion (vous pouvez choisir lequel !).

a) $Cu^{2+} + Na_2CO_3 \longrightarrow$

b) $MgCl_2 + PO_4^{3-} \longrightarrow$

Correctif 9.23 : Ce n'est pas différent de l'exercice précédent, sauf qu'il « manque » un ion. Il n'a pas été indiqué.

a) **(1)** Cu^{2+} + **(1)** Na_2CO_3 $\longrightarrow$ **(1)** $CuCO_3\downarrow$ + **2** $Na^+_{(aq)}$
(exemples de sels qui fournissent des ions Cu^{2+} et son contre-ion, qui est l'ion spectateur : $CuCl_2$; $Cu(NO_3)_2$; $CuSO_4$; etc.)

b) **3** $MgCl_2$ + **2** PO_4^{3-} $\longrightarrow$ **(1)** $Mg_3(PO_4)_2\downarrow$ + **6** $Cl^-_{(aq)}$
(exemples de composés qui fournissent des ions PO_4^{3-} et son contre-ion, qui est l'ion spectateur : Na_3PO_4 ; K_3PO_4 ; H_3PO_4 ; etc.)

9.24 ★ (ex) Complétez et équilibrez les équations de précipitation suivantes en proposant le réactif et le produit manquant (il faut inventer). (✒)

a) $BaCl_2$ + $\longrightarrow$ $BaSO_4$ +

b) Na_2S + $\longrightarrow$ CoS +

Correctif 9.24 :

a) **(1)** $BaCl_2$ + **(1)** Na_2SO_4 $\longrightarrow$ **(1)** $BaSO_4\downarrow$ + **2** $NaCl_{(aq)}$

b) **(1)** Na_2S + **(1)** $CoCl_2$ $\longrightarrow$ **(1)** $CoS\downarrow$ + **2** $NaCl_{(aq)}$

La neutralisation, plus en détails

9.25 ★ (th) Donnez quelques caractéristiques d'une réaction de neutralisation.

Correctif 9.25 : Une réaction de neutralisation a toujours lieu entre un acide (un donneur de proton H^+) et une base (un accepteur de H^+). Lors d'une neutralisation, il y a toujours la formation d'un sel. Si ce dernier et insoluble, il s'agit alors également d'une réaction de précipitation.
hydracide + hydroxyde $\longrightarrow$ sel sans oxygène + eau
oxacide + hydroxyde $\longrightarrow$ sel avec oxygène + eau

9.26 ★ (th) Expliquez comment on peut utiliser un indicateur pour étudier les réactions de neutralisation.

Correctif 9.26 : Un indicateur ajouté à une solution permet d'avoir une information sur l'acidité de celle-ci, car elle prendra une couleur différente. On peut donc savoir si l'on a une substance basique ou acide en solution. Il est également possible de savoir à quel moment la quantité de base ajoutée à un acide atteint ou dépasse la neutralité. On peut donc déterminer si l'on a neutralisé la solution. Pour cela, le bleu de bromothymol (BBT) est un choix idéal, car sa couleur verte en milieu neutre permet de savoir si l'on a effectivement tout neutralisé.

9.27 (th) On ajoute du jaune d'alizarine à un prélèvement d'une solution et la couleur devient jaune. On ajoute de la phénolphtaléine à un autre prélèvement de cette même solution et la couleur devient rose-violette.

a) Que peut-on dire de la gamme de pH possible de notre solution ?

b) La solution est-elle acide ou basique ?

Correctif 9.27 : Grâce à la table CRM (partie cartonnée du début), on peut utiliser la couleur obtenue pour définir des gammes d'acidité ou de basicité (pH). La couleur jaune avec le jaune d'alizarine indique que la solution se trouve entre pH 3 et pH 11. La couleur rose-violette avec la phénolphtaléine indique que la solution se trouve entre pH 9 et pH 14. Ainsi, grâce au recouvrement des deux gamme d'indicateur, on peut dire que la solution se trouve dans **une gamme de pH entre 9 et 11. A ce pH, la solution est basique.**

9.28 ★ (mo) Pour la réaction suivante : $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow$

a) Dessinez l'aspect des solutions (avant) et du mélange (après) au niveau **macroscopique**.

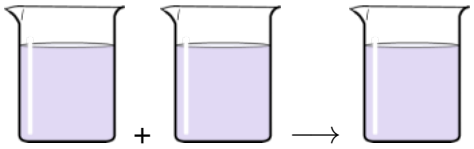
b) Complétez et équilibrez l'équation complète.

c) Complétez et équilibrez l'équation ionique.

d) Donnez le nom de chacun des composés chimiques.

e) Représentez les solutions (avant) et le mélange (après) au niveau **moléculaire**.

Correctif 9.28 :

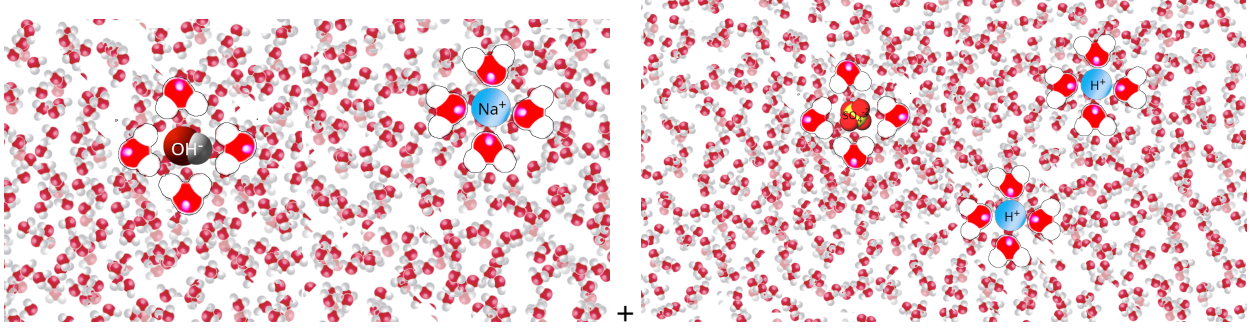
a) 

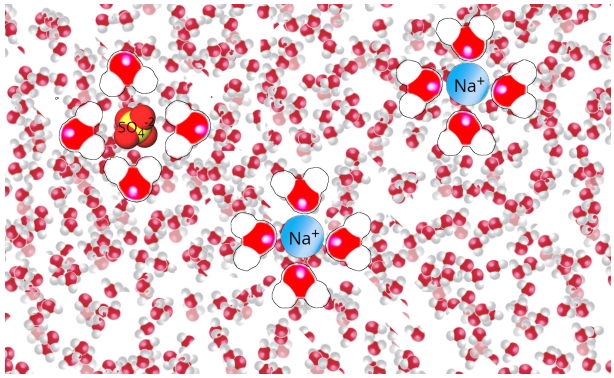
b) **2** $NaOH_{(aq)}$ + **(1)** $H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Na_2SO_{4(aq)}$ + **2** $H_2O_{(\ell)}$

c) **2** $Na^+_{(aq)}$ + **2** $OH^-_{(aq)}$ + **2** $H^+_{(aq)}$ + **(1)** $SO_4^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow$ **2** $Na^+_{(aq)}$ + **(1)** $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ + **2** $H_2O_{(\ell)}$
(Note : les ions H^+ dans l'eau sont plutôt sous forme de H_3O^+)

d) Réactifs : hydroxyde de sodium + acide sulfurique
Produits : sulfate de sodium + eau

e) L'eau est représentée ici seulement lorsqu'elle fait partie des produits de la réaction, car elle est considérée comme le solvant. Mais elle entoure chaque ion (solvatation)





$\longrightarrow$

9.29 ★ (ex) Complétez, équilibrez et donnez l'état physique de chaque substance pour les équations de neutralisation ci-dessous.
Ensuite, indiquez l'équation ionique de la réaction.

a) $HF + LiOH \longrightarrow$

b) $KOH + HBr \longrightarrow$

c) $H_3PO_4 + NH_4OH \longrightarrow$

d) $Mg(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow$

e) $HNO_3 + Fe(OH)_3 \longrightarrow$

f) $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \longrightarrow$

Correctif 9.29 : On considérera ici que les ions en solutions pour les acides sont des ions oxonium, H_3O^+, ce qui va modifier la manière d'équilibrer l'équation. Il est possible d'indiquer H^+ à la place et d'équilibrer avec le même nombre de molécules d'eau que dans l'équation complète.

a) **(1)** $HF_{(aq)}$ + **(1)** $LiOH_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $LiF_{(aq)}$ + **(1)** $H_2O_{(\ell)}$
(1) $H_3O^+_{(aq)}$ + **(1)** $F^-_{(aq)}$ + **(1)** $Li^+_{(aq)}$ + **(1)** $OH^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Li^+_{(aq)}$ + **(1)** $F^-_{(aq)}$ + **2** $H_2O_{(\ell)}$

b) **(1)** $KOH_{(aq)}$ + **(1)** $HBr_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $KBr_{(aq)}$ + **(1)** $H_2O_{(\ell)}$
(1) $K^+_{(aq)}$ + **(1)** $OH^-_{(aq)}$ + **(1)** $H_3O^+_{(aq)}$ + **(1)** $Br^-_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $K^+_{(aq)}$ + **(1)** $Br^-_{(aq)}$ + **2** $H_2O_{(\ell)}$

c) **(1)** $H_3PO_{4(aq)}$ + **3** $NH_4OH_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $(NH_4)_3PO_{4(aq)}$ + **3** $H_2O_{(\ell)}$
3 $H_3O^+_{(aq)}$ + **(1)** $PO^{3-}_{4\,(aq)}$ + **3** $NH^+_{4(aq)}$ + **3** $OH^-_{(aq)} \longrightarrow$ **3** $NH^+_{4(aq)}$ + **(1)** $PO^{3-}_{4\,(aq)}$ + **6** $H_2O_{(\ell)}$

d) **(1)** $Mg(OH)_{2(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $MgSO_{4(aq)}$ + **2** $H_2O_{(\ell)}$
(1) $Mg^{2+}_{(aq)}$ + **2** $OH^-_{(aq)}$ + **2** $H_3O^+_{(aq)}$ + **(1)** $SO^{2-}_{4\,(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Mg^{2+}_{(aq)}$ + **(1)** $SO^{2-}_{4\,(aq)}$ + **4** $H_2O_{(\ell)}$

e) **3** $HNO_{3(aq)}$ + **(1)** $Fe(OH)_{3(s)} \longrightarrow$ **(1)** $Fe(NO_3)_{3(aq)}$ + **3** $H_2O_{(\ell)}$
3 $H_3O^+_{(aq)}$ + **3** $NO^-_{3\,(aq)}$ + **(1)** $Fe(OH)_{3(s)} \longrightarrow$ **(1)** $Fe^{3+}_{(aq)}$ + **3** $NO^-_{3\,(aq)}$ + **6** $H_2O_{(\ell)}$

f) **3** $H_2SO_{4(aq)}$ + **2** $Al(OH)_{3(s)} \longrightarrow$ **(1)** $Al_2)SO_4)_{3(aq)}$ + **6** $H_2O_{(\ell)}$
6 $H_3O^+{}_{(aq)}$ + **3** $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ + **2** $Al(OH)_{3(s)} \longrightarrow$ **2** $Al^{3+}{}_{(aq)}$ + **3** $SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ + **12** $H_2O_{(\ell)}$

9.30 (ex) Complétez et équilibrez les équations de neutralisation ci-dessous en proposant **les** réactifs et **le** produit manquant.

a) + $\longrightarrow$ Li_2TeO_4 +

b) + $\longrightarrow$ $Co(BrO_3)_2$ +

c) + $\longrightarrow$ $(NH_4)_2S$ +

d) + $\longrightarrow$ $Al_2(SO_3)_3$ +

e) + $\longrightarrow$ $(NH_4)_3PO_4$ +

f) + $\longrightarrow$ $NaIO$ +

Correctif 9.30 :

a) **2** $LiOH$ + **(1)** $H_2TeO_{4(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Li_2TeO_{4(aq)}$ + **2** H_2O

b) **(1)** $Co(OH)_{2(aq)}$ + **2** $HBrO_{3(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Co(BrO_3)_{2(aq)}$ + **2** H_2O

c) **2** $NH_4OH_{(aq)}$ + **(1)** $H_2S_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $(NH_4)_2S_{(aq)}$ + **2** H_2O

d) **2** $Al\ (OH)_{3(aq)}$ + **3** $H_2SO_{3(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $Al_2(SO_3)_{3(aq)}$ + **6** H_2O

e) **3** $NH_4OH_{(aq)}$ + **(1)** $H_3PO_{4(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $(NH_4)_3PO_{4(aq)}$ + **3** H_2O

f) **(1)** $NaOH_{(aq)}$ + **(1)** $HIO_{(aq)} \longrightarrow$ **(1)** $NaIO_{(aq)}$ + **(1)** H_2O

9.31 (ex) On ajoute quelques gouttes de bleu de bromothymol (BBT) dans une solution A, elle se colore en jaune. On ajoute quelques gouttes de BBT dans une solution B, elle se colore en bleu. On mélange les solutions A et B et on obtient une solution verte.

a) Que contiennent les solutions A, B et le mélange ?

b) Quel type de réaction a eu lieu lors du mélange ?

Correctif 9.31 : Le BBT est un indicateur acide-base. Il sert donc à indiquer si la solution est acide ou basique... Il faut se référer aux couleurs des indicateurs que l'on trouve dans la table CRM à la page 215.

a) La solution A est acide et la solution B est basique et le mélange est neutre ($\approx$ pH 7) (cf. couleurs dans la CRM).

b) Acide + base qui donne une solution neutre (sel + eau). C'est une neutralisation !

9.32 (ex) Pour se débarrasser de l'odeur incommodante d'acide sulfhydrique, une personne dépose des cristaux d'hydroxyde d'aluminium sur une assiette. Écrivez l'équation chimique équilibrée la plus complète possible pour cette réaction, puis indiquez de quel type il s'agit.(✒)

Correctif 9.32 : **3** $H_2S_{(g)}$ + **2** $Al(OH)_{3(s)} \longrightarrow Al_2S_3$+ **3** $H_2O_{(\ell)}$ (neutralisation)