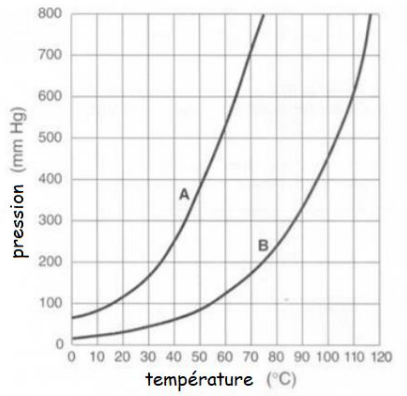
Révision d'examen

Les propriétés de la matière

1. Décris deux similarités et deux différences entre les liquides et les solides. Inclus les termes densité, compressibilité et diffusion.
   Les liquides sont moins denses que les solides.
   Les solides sont moins compressibles que les liquides.
   Les liquides se diffusent facilement et les solides ne se diffusent pas facilement.
2. Les gaz sont plus compressibles que les solides et liquides. Pourquoi ?
   Les particules des gaz sont très éloignées. Les particules des liquides et des solides sont plus rapprochées. C'est donc plus facile de rapprocher les particules des gaz en les comprimant.
3. Qu'est-ce le plasma et où est-ce qu'on le retrouve ?
   Le plasma est un gaz dont les atomes, sous l'effet de la température, ont été dissociés. On le retrouve surtout dans l'Univers au niveau des étoiles. Il est aussi retrouvé dans les aurores boréales et les éclairs.
4. Décris comment une molécule de parfum se déplace à travers une salle. Utilise les termes cinétique, aléatoire, intermoléculaire et élastique.
   Les particules du parfum entrent en collision. Les collisions sont élastiques et les particules gardent une énergie cinétique constante. Les collisions brisent les forces intermoléculaires entre les particules. Une force intermoléculaire faible cause le mouvement aléatoire des particules et ils s'éloignent et se dispersent dans la salle.
5. Explique les propriétés des liquides et des solides en utilisant la théorie cinétique moléculaire.
   La distance entre les particules d'un liquide est plus grande que celle entre les particules d'un solide.
   L'énergie cinétique moyenne des particules d'un liquide est plus grande que celle des particules d'un solide.
   Le mouvement des particules solides se fait par vibration tandis que celui des liquides se fait par vibration et rotation.
   Les forces intermoléculaires des solides sont grandes et ceux des liquides sont moyennes.
6. Selon la théorie cinétique moléculaire, pourquoi est-ce qu'un ballon d'hélium devient plus petit dans le froid ?
   Quand la température diminue, l'énergie cinétique des particules diminue. Il y a donc moins de collision et les particules se rapprochent.
7. Qu'est-ce qui arrive à l'énergie lors des collisions élastiques entre les particules ?
   Elle reste constante.
8. Indiquez le nom des changements de phases suivantes.
   a. Solide à liquide fusion
   b. Gaz à liquide condensation

c. Solide à gaz sublimation

9. Décrivez ce qui arrive aux particules d'un solide quand on le chauffe au point de fusion.
   Les particules s'éloignent et la matière devient un liquide.
10. Définis les termes suivants.
    a. Pression de vapeur
       la pression créée par la vapeur quand elle est en équilibre dynamique avec un liquide
    b. Point d'ébullition normal
       La température à laquelle la pression de vapeur du liquide est égale à la pression atmosphérique s'exerçant au-dessus de lui.
11. Explique le processus de condensation. Inclus les termes forces intermoléculaires, mouvement aléatoire et équilibre dynamique.
    Quand un gaz refroidit, leur mouvement aléatoire diminue. Il y a moins de collisions et les particules se rapprochent. En se rapprochant, les forces intermoléculaires deviennent plus fortes. Dans un contenant fermé, l'équilibre dynamique est atteint lorsque le taux de condensation et le taux d'évaporation sont égaux.
12. Définis la pression de vapeur.
    la pression créée par la vapeur quand elle est en équilibre dynamique avec un liquide
13. Comment le point d'ébullition est-il affecté par un changement d'altitude? Explique ce changement.
    Si on augmente en altitude, la pression atmosphérique diminue. À cause de ceci, les particules liquides peuvent passer à la phase gazeuse à une plus basse température. Le point d'ébullition est donc plus bas à une altitude plus élevé.
14. Utilise le graphique pour répondre aux questions suivantes.



    a. Quelle est la pression de vapeur du liquide B à 110 °C ?
       600 mmHg
    b. Quel est le point d'ébullition du liquide A à la pression standard (104,5 kPa) ?
       Attention : ici tu dois convertir 104,5 kPa en mmHg avant de lire le graphique
       104,5 kpa x (760 mmHg /101,325 kPa) = 784 mmHg
       Réponse : environ 72 °C

c. Quel est le point d'ébullition du liquide B s'il était placé dans un contenant à une pression de 400 mmHg ?
95 °C

15. Substance A est un liquide volatil. Substance B est un liquide non volatil.
    a. Laquelle des deux substances possède la plus grande force intermoléculaire ?
    Substance B
    b. Laquelle des deux substances possède la plus grande pression de vapeur ?
    Substance A

Les gaz

16. Si la météo indiquait une pression atmosphérique de 104,2 kPa, indique la pression
    a. en atmosphère.
    104,2 kPa x $\frac{1\ atm}{101{,}325\ kPa}$ = **1,028 atm**
    b. en mmHg d'un baromètre.
    104,2 kPa x $\frac{760\ mmHg}{101{,}325\ kPa}$ = **782 mmHg**
17. Convertissez les pressions suivantes.
    a. 300 mmHg en kPa
    300 mmHg x $\frac{101{,}325\ kPa}{760\ mmHg}$ = **40,0 kPa**
    b. 85 Torr en kPa
    85 Torr x $\frac{101{,}325\ kPa}{760\ Torr}$ = **11 kPa**
    c. 150 kPa en atm
    150 kPa x $\frac{1\ atm}{101{,}325\ atm}$ = **1,48 atm**
    d. 46 kPa en mmHg
    46 kPa x $\frac{760\ mmHg}{101{,}325\ kPa}$ = **345 mmHg ou 3,5 x 10^2 mmHg**
    e. 1,3 atm en mmHg
    1,3 atm x $\frac{760\ mmHg}{1\ atm}$ = **988 mmHg ou 9,9 x 10^2 mmHg**
18. À une température constante, quel est l'effet de l'augmentation du volume d'un gaz sur la pression ? Explique ce qui se passe au niveau des particules lors de ce phénomène.
    Si le volume augmente, il y a plus d'espace entre les particules et donc moins de collisions entre les particules et la paroi du contenant. Ceci cause une diminution de la pression.
19. Comment est-ce que la température affecte l'énergie cinétique des gaz ?
    Si la température augmente, l'énergie cinétique des gaz augmente.
20. Lorsqu'un ballon d'hélium sort du magasin en hiver le ballon semble perdre du volume.
    a. Quelle est la loi qui explique ce qui arrive au ballon ?
    Loi de Charles
    b. Quelles conditions dans le ballon demeurent constantes ?
    la pression et le nombre de particules

c. Explique ce qui arrive aux particules dans le ballon lors que la température diminue.
Les particules se rapprochent.

21. Un ressort cylindrique est rempli de gaz. On comprime le ressort en réduisant son volume.
    a. Quelle loi explique ce qui arrive à sa pression ?
    Loi de Boyle-Mariotte
    b. Quelles conditions dans le cylindre demeurent constantes ?
    La température et le nombre de particules
    c. Explique ce qui arrive aux particules dans le cylindre lorsqu'on réduit le volume.
    Les particules se rapprochent ce qui causent plus de collisions.
22. Nous avons 2,5 L d'un gaz à 93,6 kPa. Quelle sera la pression quand le gaz occupe 2,0 L ?
    $P_1V_1 = P_2V_2$
    $P_2 = \frac{P1V1}{V2}$
    $P_2 = \frac{93{,}6\ kPa\ x\ 2{,}5\ L}{2{,}0\ L}$
    P_2 = **117 kPa ou 1,2 x 10^2 kPa**
23. Selon la loi de Boyle qu'est-ce qui arrive au volume si on triple la pression ?
    La pression diminue de 3 fois.
24. Si un gaz occupe 2,5 L à 23 °C et à 73 kPa, quelle sera la température si le gaz occupe 2,1 L à la pression standard ?
    $\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2}$
    $T_2 = \frac{P2V2T1}{P1V1}$
    $T_2 = \frac{101{,}325\ kPa\ x\ 2{,}1\ L\ x\ 296\ K}{73\ kPa\ x\ 2{,}5\ L}$
    T_2 = **345 K ou 72 °C**
25. Un gaz occupe 350 mL à 1000 °C et à 200 kPa. Quel volume est-ce qu'il occupe à -600 °C et à 80 kPa ?
    $\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2}$
    $V_2 = \frac{P1V1T2}{P2T1}$
    $V_2 = \frac{200\ kPa\ x\ 350\ mL\ x\ 873\ K}{80\ kPa\ x\ 1273\ K}$
    V_2 = **764 mL ou 7,6 x 10^2 mL**
26. Quel est le volume d'un gaz à 39 °C s'il occupe 1,08 L à 13 °C ?
    $\frac{V1}{T1} = \frac{V2}{T2}$
    $V_2 = \frac{V1T2}{T1}$
    $V_2 = \frac{1{,}08\ L\ x\ 312\ K}{286\ K}$
    V_2 = **1,2 L**
27. L'air dans un pneu exerce 600 Torr de pression à -50 °C et un volume de 10 L. Si le volume ne change pas, quelle serait la pression dans les pneus en kPa à 30 °C ?
    $\frac{P1}{T1} = \frac{P2}{T2}$

$P_2 = \frac{P1T2}{T1}$

$P_2 = \frac{600\ Torr\ x\ 303\ K}{223\ K}$

P_2 = **815 Torr**

28. Un gaz occupe 450 mL à 1,4 atm et 223 K. À quelle pression est-ce que le gaz occupe 290 mL à 300 K ?

$\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2}$

$P_2 = \frac{P1V1T2}{V2T1}$

$P_2 = \frac{1{,}4\ atm\ x\ 450\ mL\ x\ 300\ K}{290\ mL\ x\ 223\ K}$

P_2 = **2,9 atm**

29. Un échantillon d'hydrogène gazeux a un volume de 305 mL à une température de 25 °C et une pression de 41,5 kPa. Quel volume le gaz occupe-t-il à TPN ? (TPN = 273 K et 101,3 kPa)

$\frac{P1V1}{T1} = \frac{P2V2}{T2}$

$V_2 = \frac{P1V1T2}{P2T1}$

$V_2 = \frac{41{,}5\ kPa\ x\ 305\ mL\ x\ 273\ K}{101{,}3\ kPa\ x\ 298\ K}$

V_2 = **114 mL**

Les réactions chimiques

30. Le gallium a deux isotopes naturels Ga-69 (abondance relative de 60,1 %) et Ga-71 (abondance relative de 39,9 %). Calcule la masse atomique du gallium.

0,601(69) + 0,399(71) = **69,798 uma**

31. Complète le tableau suivant.

Formule	Nom UICAP (union internationale de chimie pure et appliquée)
$CaCl_2$	Chlorure de calcium
K_2CO_3	Carbonate de potassium
$Fe(NO_3)_3$	Nitrate de fer(III)
$(NH_4)_2SO_4$	Sulfate d'ammonium
I_2O_5	Pentoxyde de diiode
$Mg(OH)_2$	Hydroxyde de magnésium

32. Indique la formule et le nom qui résulte des combinaisons suivantes.
    a. Li et S
       Li_2S sulfure de lithium
    b. Ba et Cl
       $BaCl_2$ chlorure de baryum
    c. Ga et O
       Ga_2O_3 oxyde de gallium
    d. Pb (IV) et F
       PbF_4 fluorure de plomb (IV)

e. Ca et OH^-
   $Ca(OH)_2$ hydroxyde de calcium
f. Na et SO_4^{2-}
   Na_2SO_4 sulfate de sodium

33. Écris la formule des composés suivants.
   a. Carbonate de calcium
      $CaCO_3$
   b. Iodure de Fer (III)
      FeI_3
   c. Nitrate de Potassium
      KNO_3
   d. Sulfure de Cuivre (I)
      Cu_2S
   e. Oxyde d'Aluminium
      Al_2O_3
   f. Sulfate de Lithium
      Li_2SO_4

34. Nommez les composés suivants.
   a. BaS
      Sulfure de baryum
   b. NH_4Cl
      Chlorure d'ammonium
   c. $FeSO_3$
      Sulfate de fer(II)
   d. Na_2CrO_4
      Chromate de sodium
   e. CaF_2
      Fluorure de calcium
   f. $Al(OH)_3$
      Hydroxyde d'aluminium

35. Calcule la masse molaire des substances suivantes.
   a. $Mg(OH)_2$
      24,3 + 2(16,0) + 2(1,0) = **58,3 g**
   b. F_2
      2(19,0) = **38,0 g**
   c. NO_3^-
      14,0 + 3(16,0) = **62 g**

36. Équilibre les équations chimiques suivantes.
   a. $H_2SO_{4(aq)} + Fe(OH)_{3(s)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$
      $3H_2SO_{4(aq)} + 2Fe(OH)_{3(s)} \rightarrow Fe_2(SO_4)_{3(aq)} + 6H_2O_{(l)}$
   b. $KClO_{3(s)} \rightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$
      $2KClO_{3(s)} \rightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$
   c. $Cl_{2(g)} + KI_{(aq)} \rightarrow KCl_{(aq)} + I_{2(s)}$

$Cl_{2(g)} + 2KI_{(aq)} \rightarrow 2KCl_{(aq)} + I_{2(s)}$

37. Écris et balance la réaction chimique. (Identifie le type de rx.)
    a. Le Zinc réagit avec le sulfate de cuivre (II) pour former le sulfate de zinc (II) et le cuivre.
    $Zn_{(s)} + CuSO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + Cu_{(s)}$ déplacement simple
    b. L'aluminium réagit avec l'oxygène pour former l'oxyde d'aluminium.
    $4Al_{(s)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2Al_2O_{3(aq)}$ synthèse
    c. Le chlorure de magnésium réagit avec le nitrate d'ammonium pour former le chlorure d'ammonium et le nitrate de magnésium.
    $MgCl_{2(aq)} + 2NH_4NO_{3(aq)} \rightarrow 2NH_4Cl_{(aq)} + Mg(NO_3)_{2(aq)}$ déplacement double
    d. Le sulfate d'aluminium et l'hydroxyde de calcium réagissent ensemble pour former l'hydroxyde d'aluminium et le sulfate de calcium.
    $Al_2(SO_4)_{3(aq)} + 3Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow 2Al(OH)_{3(aq)} + 3CaSO_{4(aq)}$ déplacement double
    e. L'hydroxyde de plomb (II) se décompose en le chauffant pour former l'oxyde de plomb (II) et l'eau.
    $Pb(OH)_{2(s)} \rightarrow PbO_{(s)} + H_2O_{(g)}$ décomposition
    f. L'hexane brûle dans l'oxygène.
    $2C_6H_{14(g)} + 7O_{2(g)} \rightarrow 12CO_{2(g)} + 14H_2O_{(g)}$ combustion
    g. Le gallium réagit avec le sulfate de cuivre (II) pour former le sulfate de gallium et le cuivre.
    $2Ga_{(s)} + 3CuSO_{4(aq)} \rightarrow Ga_2(SO_4)_{3(aq)} + 3Cu_{(s)}$ déplacement simple

38. Prédis les produits et écris l'équation chimique équilibrée.
    a. Potassium réagit avec le brome
    Bromure de potassium (KBr)
    $2K_{(s)} + Br_{2(g)} \rightarrow 2KBr_{(s)}$
    b. Aluminium réagit avec le soufre
    Sulfure d'aluminium (Al_2S_3)
    $2Al_{(s)} + 3S_{(s)} \rightarrow Al_2S_{3(s)}$
    c. L'aluminium réagit avec l'acide chlorhydrique
    Chlorure d'aluminium ($AlCl_3$) et hydrogène (H_2)
    $2Al_{(s)} + 6HCl_{(l)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$
    d. Le baryum réagit avec le chlorure de fer (III)
    Chlorure de baryum ($BaCl_2$) et Fer (Fe)
    $2Ba_{(s)} + 3FeCl_{3(aq)} \rightarrow 3Fe_{(s)} + 2BaCl_{2(aq)}$
    e. Le chlorure de magnésium réagit avec l'hydroxyde de potassium
    Hydroxyde de magnésium et chlorure de potassium
    $MgCl_{2(aq)} + 2KOH_{(aq)} \rightarrow Mg(OH)_{2(s)} + 2KCl_{(aq)}$
    f. Le phosphate de gallium réagit avec l'iodure de calcium
    Iodure de gallium et phosphate de calcium
    $2GaPO_{4(s)} + 3CaI_{2(aq)} \rightarrow 2GaI_{3(aq)} + Ca_3(PO_4)_{2(s)}$
    g. Le permanganate de chrome (II) réagit avec le carbonate d'ammonium
    Carbonate de chrome(II) et permanganate d'ammonium
    $Cr(MnO_4)_2 + (NH_4)2CO_3 \rightarrow CrCO_3 + 2NH_4MnO_4$

39. Qu'est-ce une mole ? Quelle est son importance ?
    Elle est l'unité de mesure de la quantité de la matière. Elle représente un paquet de $6{,}02 \times 10^{23}$ particules.
    Importance : Pour une question de facilité, le nombre d'atomes ou de molécules ou d'ions de n'importe quoi étant un nombre extrêmement grand, il fallait introduire une nouvelle échelle pour manipuler des nombres plus petits.
40. Faites les conversions suivantes ;
    a. 60 g de chlorure de sodium en atomes
       $60\ g \times \frac{1\ mol}{58{,}5\ g} \times \frac{6{,}02\ x\ 10\ 23\ atomes}{1\ mol}$ = **$6{,}2 \times 10^{23}$ atomes**
    b. 15 g de nitrate d'aluminium en molécules
       $15\ g \times \frac{1\ mol}{213\ g} \times \frac{6{,}02\ x\ 10\ 23\ molécules}{1\ mol}$ = **$4{,}2 \times 10^{22}$ molécules**
    c. $4{,}12 \times 10^{23}$ atomes en grammes de H_2O
       $4{,}12 \times 10^{23}$ atomes $\times \frac{1\ mol}{6{,}02\ x\ 10\ 23\ atomes} \times \frac{18{,}0\ g}{1\ mol}$ = **12,3 g**
    d. $6{,}0 \times 10^{24}$atomes de chromate d'aluminium en moles
       $Al_2(Cr_2O_7)_3$: $6{,}0 \times 10^{24}$ atomes $\times \frac{1\ molécules}{29\ atomes} \times \frac{1\ mol}{6{,}02\ x\ 10\ 23\ molécules}$ = **0,34 mol**
    e. 67,2 L de CO_2 en moles à TPS
       $67{,}2\ L \times \frac{1\ mol}{22{,}4\ L}$ = **3 mol**
    f. 44,8 L de H_2 en moles à TPS
       $44{,}8\ L \times \frac{1\ mol}{22{,}4\ L}$ = **2 mol**
41. Calcule le pourcentage de composition du carbone dans le sucre, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
    C : 12(12) = 144 g $C_{12}H_{22}O_{11}$: 12(12,0) + 22(1,0) + 11(16,0) = 342 g
    $\frac{144\ g}{342\ g} \times 100$ = **42,1 %**
42. Quelle est la formule empirique selon le pourcentage de composition suivante ? Un composé chimique contient 32,61 % de gallium, 22,49 % de soufre et 44,49 % d'oxygène.
    Ga : $32{,}61\ g \times \frac{1\ mol}{69{,}7\ g}$ = 0,46786 mol ÷ 0,46786 mol = 1
    S : $22{,}49\ g \times \frac{1\ mol}{32{,}1\ g}$ = 0,70062 mol ÷ 0,46786 mol = 1,5
    O : $44{,}49\ g \times \frac{1\ mol}{16{,}0\ g}$ = 2,78063 mol ÷ 0,46786 mol = 6
    $Ga_1S_{1,5}O_6$ → **$Ga_2S_3O_{12}$** (multiplier chaque indice par 2 pour ne pas avoir un nombre décimal)
43. Étant donnée la formule empirique CH_2O, détermine la formule moléculaire si la masse moléculaire est 180 g.
    CH_2O : 12 + 2(1) + 16 = 30 g
    180/30 = 6
    La formule moléculaire est donc $C_6H1_2O_6$.
44. Soit la réaction ; $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
    a. Combien de moles de $ZnCl_2$ seront formées par la réaction de 1,5 mole de Zn avec un excès de HCl ?
       $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$
       $1{,}5\ mol\ Zn \times \frac{1\ mol\ ZnCl2}{1\ mol\ Zn}$ = **1,5 mol de $ZnCl_2$**

b. Combien de grammes de $ZnCl_2$ seront formés par la réaction de 8 g de HCl avec 12 g de Zn ?

HCl : 8 g x $\frac{1\ mol}{36,5\ g}$ = 0,219 mol ÷ 2 = 0,1095 mol (limitant)

Zn : 12 g x $\frac{1\ mol}{65,4\ g}$ = 0,183 mol ÷ 1 = 0,183 mol

	Zn	2HCl	$ZnCl_2$	H_2
Initial	0,183	0,219	0	0
Changement	0,183 - x	0,219 -2x	0 + x	0 + x
Final	0,183 – 0,1095 = 0,0735	0,219 – 2(0,1095) = 0	0,1095	0,1095

0,1095 mol de $ZnCl_2$ est produit.

0,1095 mol x $\frac{136,4\ g}{1\ mol}$ = **15 g**

45. Soit la réaction ; $H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + SO_2$

a. Combien de grammes de SO_2 seront formés par la réaction de 10 g de H_2S avec un excès de O_2 ?

$2H_2S + 3O_2 \rightarrow 2H_2O + 2SO_2$

10 g H_2S x $\frac{1\ mol\ H2S}{34,1\ g}$ x $\frac{2\ mol\ SO2}{2\ mol\ H2S}$ x $\frac{64,1\ g}{1\ mol\ SO2}$ = **18,8 g**

b. Combien de grammes de H_2O seront formés par la réaction de 18 g de O_2 avec 25 g de H_2S ?

O_2: 18 g x $\frac{1\ mol}{32,0\ g}$ = 0,5625 mol ÷ 3 = 0,1875 mol (limitant)

H_2S : 25 g x $\frac{1\ mol}{34,1\ g}$ = 0,7331 mol ÷ 2 = 0,3666 mol

	$2H_2S$	$3O_2$	$2H_2O$	$2SO_2$
Initial	0,7331	0,5625	0	0
Changement	0,7331 - 2x	0,5625 -3x	0 + 2x	0 + 2x
Final	0,7331 – 2(0,1875) = 0,3581	0,5625 – 3(0,1875) = 0	2(0,1875) = 0,375	2(0,1875) = 0,375

0,375 mol de H_2O est produit.

0,375 mol x $\frac{18,0\ g}{1\ mol}$ = **6,75 g**

46. Soit la réaction suivante ; $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$

a. Combien de grammes de H_2O seront produits par la réaction de 10 g de chaque réactif ?

$Ca(OH)_2$: 10 g x $\frac{1\ mol}{74,1\ g}$ = 0,13495 mol ÷ 3 = 0,04498 mol (limitant)

H_3PO_4 : 10 g x $\frac{1\ mol}{98,0\ g}$ = 0,10204 mol ÷ 2 = 0,05102 mol

	$3Ca(OH)_2$	$2H_3PO_4$	$Ca_3(PO_4)_2$	$6\ H_2O$
Initial	0,13495	0,10204	0	0
Changement	0,13495 - 3x	0,10204 -2x	0 + x	0 + 6x
Final	0,13495 – 3(0,04498) = 0	0,10204 – 2(0,04498) = 0,01208	0,04498	6(0,04498) = 0,26988

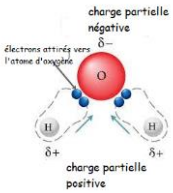
0,26988 mol de H_2O est produit.

$0{,}26988\ mol \times \frac{18{,}0\ g}{1\ mol}$ = **4,9 g**

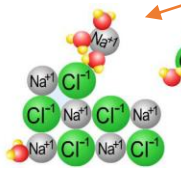
b. Quel est le réactif limitant ?
L'hydroxyde de calcium $Ca(OH)_2$

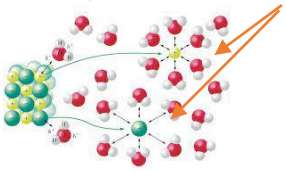
Les solutions

47. Donne un exemple de types de solutions suivantes.
    a. Liquide – liquide
    Éthylène glycol dans l'eau (antigel)
    b. Gaz – liquide
    Boisson gazeuse
    c. gaz – gaz
    oxygène dans l'azote
    d. solide –liquide
    sel dans eau (eau de mer)
48. Explique la polarité de la molécule d'eau.
    L'atome d'oxygène est plus électronégatif (force d'attraction sur les électrons) que l'hydrogène, de sorte que les électrons dans les liaisons chimiques s'ont attirés vers lui. Cela rend l'hydrogène plus positif et l'oxygène, plus négatif.



49. Lorsqu'on met un composé ionique comme le NaCl dans l'eau, il y a la formation d'une solution. Expliquez en détail ce processus. (explique dissociation, et solvatation) IL FAUT INCLURE UN DIAGRAMME
    Les molécules d'eau entourent la surface du NaCl. Le côté négatif de la molécule d'eau arrache les ions Na^+ du sel. Le côté positif de la molécule d'eau arrache les ions Cl^- du sel. Ceci est la dissociation.
    Ensuite, les molécules d'eau entourent les ions. Ceci est la solvatation.





50. Qu'est-ce qui arrive à la solubilité du CO_2 lorsqu'une canette de boisson gazeuse est placée dans un réfrigérateur ? Explique.
    La solubilité diminue. Les molécules de CO_2 ont moins d'énergie et s'échappent moins rapidement de la boisson.
51. Qu'est-ce qui arrive à la solubilité du sel si tu chauffes dans lequel il se trouve ? Explique

La solubilité augmente. L'énergie des particules augmentent causant plus de collision et donc plus de dissociation.

52. Indique la dissociation et la concentration ionique pour les sels suivants.

a. $Al(OH)_3$ (s) ↔2M

$Al(OH)_3 \rightarrow Al^{3+} + 3OH^-$

Al^{3+} : 2M $Al(OH)_3$ x $\frac{1\ mol\ Al\ 3+}{1\ mol\ Al(OH)3}$ = **2 M**

OH^- : 2M $Al(OH)_3$ x $\frac{3\ mol\ OH-}{1\ mol\ Al(OH)3}$ = **6 M**

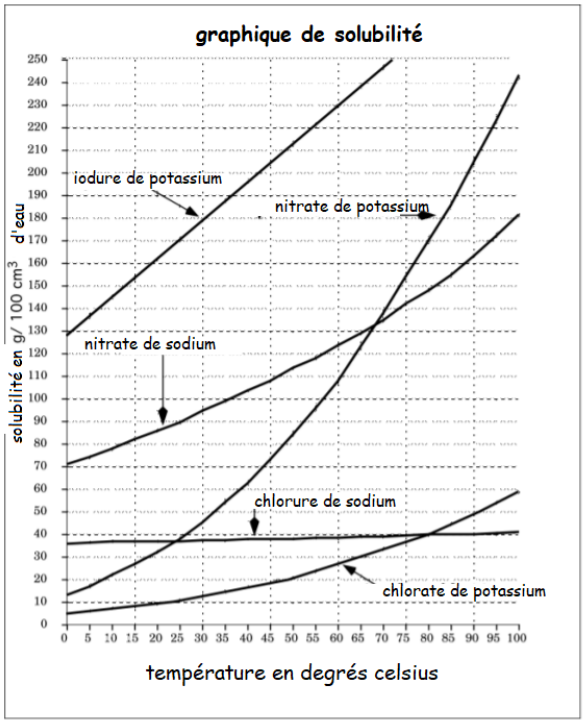
b. $Ba_3(PO_4)_2$ ↔0,4M

$Ba_3(PO_4)_2 \rightarrow 3Ba^{2+} + 2PO_4^{2-}$

Ba^{2+} : 0,4M $Ba_3(PO_4)_2$ x $\frac{3\ mol\ Ba\ 2+}{1\ mol\ Ba3(PO4)2}$ = **1,2 M**

PO_4^{2-} : 0,4M $Ba_3(PO_4)_2$ x $\frac{2\ mol\ PO4\ 2-}{1\ mol\ Ba3(PO4)2}$ = **0,8 M**

53. Consulte le graphique de courbe de solubilité pour répondre aux questions suivantes.



a. Quelle est la solubilité de l'iodure de potassium à 30 °C ?

180 g / 100 cm³ d'eau *rappel 1 cm³ d'eau = 1 ml d'eau

b. Quelle est la masse de NaCl nécessaire pour préparer une solution saturée dans 200 g d'eau à 80 °C ?

$$\frac{40\ g}{100\ g\ d'eau} = \frac{x\ g}{200\ g\ d'eau}$$

$$x = \frac{40\ g\ x\ 200\ g}{100\ g\ d'eau}$$

x = **80 g de NaCl**

c. Quelle est la température minimale nécessaire pour dissoudre complètement 130 g de nitrate de sodium dans 100 g de H_2O ?

65 °C

d. Quelle masse de nitrate de potassium va précipiter d'une solution si une solution saturée dans 150 g d'eau est refroidie de 82 °C à 40 °C ?

$$\frac{180\ g - 60\ g}{100\ g\ d'eau} = \frac{120\ g}{100\ g\ d'eau}$$

$$\frac{120\ g}{100\ g\ d'eau} = \frac{x\ g}{150\ g\ d'eau}$$

$$x = \frac{120\ g\ x\ 150\ g}{100\ g\ d'eau}$$

x = **180 g de nitrate de potassium**

54. Donne deux différences entre une solution saturée et une solution sursaturée.

Une solution saturée contient une quantité maximale de soluté que le solvant peut dissoudre tandis qu'une solution sursaturée est une solution qui contient un plus de soluté que le solvant peut dissoudre.

Une solution sursaturée a un précipité tandis qu'une solution saturée en n'a pas.

Sur une courbe de solubilité, la courbe représente une solution saturée tandis que la région par-dessus la courbe représente une solution sursaturée.

55. Si on augmente la température, la solubilité d'un solide __augmente__. Explique.
L'augmentation de température donne plus d'énergie aux particules. Il y aura donc plus de collision entre les particules d'eau et les particules du soluté. Ceci cause une augmentation de la dissociation du soluté.
56. Si on augmente la température, la solubilité d'un gaz __diminue__. Explique.
L'augmentation de la température donne plus d'énergie aux particules. Il y a plus de collisions entre les particules. Les particules de gaz s'échappent de l'eau.
57. Comment est affecté le point d'ébullition de l'eau si on ajoute un soluté (ex. sel) à l'eau. Explique. Le point d'ébullition augmente. Les particules de soluté empêchent les particules d'eau de s'échapper dans l'air (évaporer). Afin de passer à l'état gazeux, on doit donner plus d'énergie (chaleur) aux particules.
58. Comment est affecté le point de fusion de l'eau si on ajoute un soluté (ex. sel) à l'eau. Explique. Le point de fusion diminue. Les particules de soluté empêchent les particules d'eau de se rapprocher pour devenir un solide. Afin de passer à l'état solide, la température doit être plus basse.
59. Calcule le nombre de moles d'ions Cl^- dans 15,0 mL de 0,2 mol/L d'une solution de $AlCl_3$.
15,0 mL = 0,015 L
$AlCl_3 \rightarrow Al^{3+} + 3Cl^-$
$\frac{0,2\ mol}{1\ L}$ x 0,015 L = 0,003 mol
0,003 mol $AlCl_3$ x $\frac{3\ mol\ Cl-}{1mol\ AlCl3}$ = **0,009 mol de Cl^-**
60. Calcule la concentration molaire.
    a. 15 g de NaOH dans 200 mL de solution
    15 g NaOH x $\frac{1\ mol}{40\ g}$ = 0,375 mol
    200 mL = 0,200 L
    0,375 mol ÷ 0,200 L = **1,875 mol/L**
    b. 2,6 g de NaI dans 5,00 x 10^2 cm^3 de solution
    2,6 g NaI x $\frac{1\ mol}{149,9\ g}$ = 0,0173 mol
    5,00 x 10^2 cm^3 = 0,500 L
    0,0173 mol ÷ 0,500 L = **0,0347 mol/L**
61. Quel volume de 0,200 mol/L d'une solution de Na_2CO_3 peut être préparé à partir de 21,20 g de Na_2CO_3? (masse molaire = 106,0 g/mol)
21,20 g Na_2CO_3 x $\frac{1\ mol}{106,0\ g}$ = 0,2 mol
$C = \frac{n}{V}$ donc $v = \frac{n}{C}$
$\frac{0,2\ mol}{0,200\ mol/L}$ = **1 L**
62. Combien de grammes de soluté sont nécessaires pour la préparation des solutions suivantes?
    a. 850 mL de NaCl 2,5 mol/L
    n = C x V

2,5 mol/L x 0,850 L = 2,125 mol

2,125 mol x $\frac{58,5\ g}{1\ mol}$ = **124 g**

b. 4,5 L de CaI_2 0,150 mol/L

n = C x V

0,150 mol/L x 4,5 L = 0,675 mol

0,675 mol x $\frac{293,9\ g}{1\ mol}$ = **198 g**

63. Lorsqu'on dilue les solutions, qu'est-ce qui demeure constant ?

Le nombre de moles.

64. On ajoute 600 mL d'eau à 100 mL de solution stock de MgI_2, 4,5 M. Quelle est la concentration résultante ?

$C_1V_1 = C_2V_2$

$C_2 = \frac{C1V1}{V2}$

$C_2 = \frac{4,5\frac{mol}{L}(0,100\ L)}{0,600\ L}$ = **0,75 mol/L**

65. Combien de mL d'eau faut-il ajouter à 300 mL de solution stock de KCl 2,5 M pour créer une solution de 0,5 M ?

$C_1V_1 = C_2V_2$

$V_2 = \frac{C1V1}{C2}$

$C_2 = \frac{2,5\frac{mol}{L}(0,300\ L)}{0,5\ mol/L}$ = **1,5 L ou 150 mL**

66. Quel volume de solution stock 0,9 M faut-il pour former 500 mL d'une solution de 0,60 M ?

$C_1V_1 = C_2V_2$

$V_1 = \frac{C2V2}{C1}$

$V_1 = \frac{0,6\frac{mol}{L}(0,5\ L)}{0,9\ mol/L}$ = **0,33 mol/L**

67. Solution A : 2 M Solution B : 6,5 M

a. Quelle est la concentration résultante si on mélange 200 mL de A avec 600 mL de B ?

$C_{finale} = \frac{C1V1+C2V2}{V1+V2}$

$C_{finale} = \frac{2\ mol/L\ (0,200\ L) + 6,5\ mol/L(0,600\ L)}{0,200\ L + 0,600\ L}$

C_{finale} = **5,4 M**

b. Quelle est la concentration résultante si on mélange 800 mL de A avec 400 mL de B ?

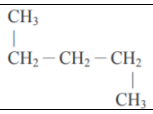
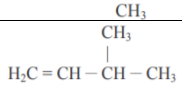
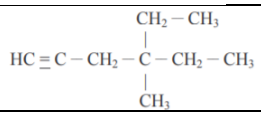
$C_{finale} = \frac{C1V1+C2V2}{V1+V2}$

$C_{finale} = \frac{2\ mol/L\ (0,800\ L) + 6,5\ mol/L(0,400\ L)}{0,800\ L + 0,400\ L}$

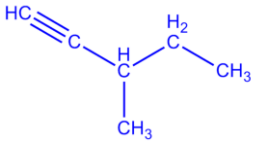
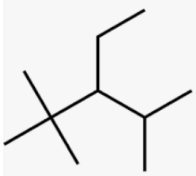
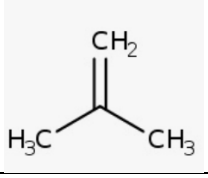
C_{finale} = **3,5 M**

La chimie organique

68. Nomme les composés suivants et identifie si chacun est un alcane, alcène, alcyne, alcool, acide carboxylique ou ester.

Formule structurale	Nom UICAP	Type de composé
a. 	pentane	alcane
b. 	3-méthylbutène	alcène
c. 	3-éthyl-2-méthylhexyne	alcyne

69. Dessine les formules structurales des composés suivants.

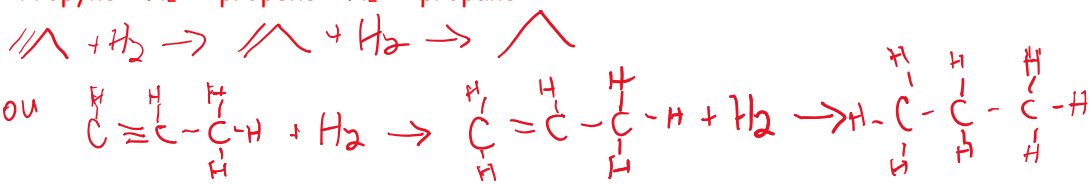
a. 3-méthylpent-1-yne	
b. 3-éthyl-2,2,4-triméthylpentane	
c. 2-méthylprop-1-ène	

70. Identifie les types de molécules organiques à partir de sa formule chimique. Les choix sont alcane, alcène, alcyne, alcool, acide carboxylique ou ester.

Formule chimique	Type de composé	Formule chimique	Type de composé
a. CH_4	Alcane		
b. C_4H_8	Alcène		
c. C_6H_{10}	Alcyne		

71. Dessine les formules structurales de tous les réactifs et produits de l'hydrolyse du propyne avec 2 moles d'hydrogène gazeux.

Propyne + H_2 → propène + H_2 → propane



72. Le nonène est craqué catalytiquement. Un des produits est le pentane.

a. Dessine la formule structurale et nomme le deuxième produit.

Nonène pentane butène

b. Quel autre produit doit être présent pour obtenir une équation chimique balancée ?

H_2