

COURS et EXERCICES de CHIMIE

2^{ème} année DF

Août 2012

CHAPITRE 1 : LA MOLE ET LE VOLUME MOLAIRE DES GAZ

Où l'on apprend comment déterminer le nombre de moles d'un échantillon de gaz sans le peser.

Rappel

Nous avons vu, dans le cours de 1^{ère} année, qu'une **mole** est la quantité de matière correspondant à $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes ou molécules (selon la matière en question). Ce nombre est appelé **nombre d'Avogadro** (N_A).

Dans le cas d'un corps pur monoatomique, comme un gaz rare, la masse d'une mole correspond à la masse atomique inscrite sur le tableau périodique, mais exprimée en grammes.

Dans le cas d'un corps pur moléculaire, la masse d'une mole correspond à la somme des masses atomiques des atomes constituant la molécule, toujours exprimée en gramme. Cette masse s'appelle **masse molaire** (M).

Exercices :

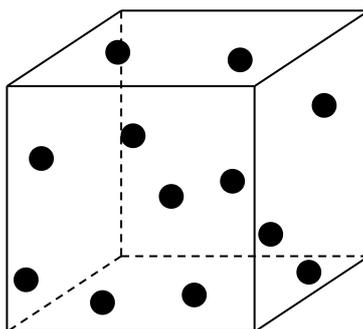
1. Combien y a-t-il d'atomes de chlore dans 3 g de trichlorure de phosphore, composé de formule brute PCl_3 ?
Quelle est la masse de ces atomes de chlore ?
2. Déterminez lequel de ces 3 échantillons contient le plus d'atomes d'hydrogène ?
 - a) 730 [mg] d'acide chlorhydrique (HCl)
 - b) 10^{-2} mole de sucre ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$)
 - c) 1 [mL] d'eau
3. Un des poisons chimiques les plus virulents, la batrachotoxine, a été extrait de la peau de certaines grenouilles de Colombie. La dose mortelle de ce poison est estimée à 0,2 mg pour un adulte.
Sachant que la formule brute de ce composé est $\text{C}_{31}\text{H}_{42}\text{N}_2\text{O}_6$, calculez le nombre de molécules présentes dans cette dose.

4. La caféine est un alcaloïde présent dans le café, le thé et la kola. Sa formule brute est $C_8H_{10}N_4O_2$. La teneur en caféine varie selon la variété de café. Lorsque le café est dit fort, il contient $6,55 \cdot 10^{-3}$ mol de caféine par litre de café.
- Quelle masse de caféine y a-t-il dans un litre de café ?
 - Combien de molécules de caféine y a-t-il dans une tasse de café fort, soit 150 ml de café.
5. En faisant chauffer un mélange contenant les mêmes quantités de fer et de soufre, toutes deux sous forme de poudres, on peut obtenir du sulfure de fer(II).
- Posez l'équation de la réaction.
 - Si l'on veut faire réagir 7 grammes de poudre de fer, quelle masse de soufre doit-on utiliser ?
6. Le dioxyde de carbone est un des principaux gaz responsables de l'effet de serre. Lors de la réaction de combustion du carbone dans l'air, il se forme du dioxyde de carbone selon l'équation suivante :
- $$C + O_2 \rightarrow CO_2$$
- Combien d'atomes de carbone trouve-t-on dans 10 [g] de carbone pur ?
 - Quelle masse de CO_2 sera produite par la combustion complète de 10 [g] de carbone ?
7. Le fluor constitue 51% de la masse d'un échantillon de fluorure de manganèse. Déterminez si cet échantillon est constitué de fluorure de manganèse(II) , de fluorure de manganèse(III) ou de fluorure de manganèse(IV).
8. Lors d'une analyse d'un oxyde de cobalt, on détermine que le cobalt constitue 71 % de la masse de ce composé. La formule de ce composé est-elle CoO ou Co_2O_3 ? Justifiez votre réponse par un calcul.

Cas des gaz

L'état gazeux est un des trois principaux états de la matière. Une substance à l'état gazeux ne possède ni de forme, ni de volume propre, et occupe ainsi tout le volume du récipient qui la contient. Il est possible de représenter un gaz au niveau microscopique comme un ensemble de corpuscules (atomes ou molécules) très espacés les uns des autres et animés d'un mouvement chaotique continu.

Représentation d'un gaz :



- Questions :*
- Quel est l'effet de la température sur un gaz enfermé dans un volume donné ? (point de vue microscopique et macroscopique)
 - Que se passe-t-il lorsqu'on comprime un gaz ? (point de vue microscopique et macroscopique)

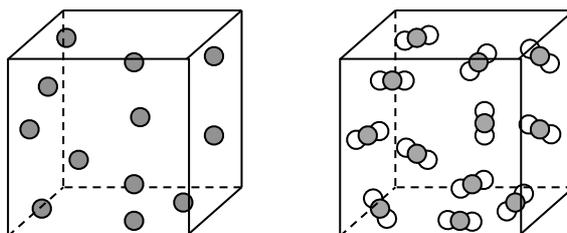
On voit donc que la quantité d'atomes contenu dans un volume déterminé dépend des conditions de pression et de température.

L'expression mathématique qui décrit la relation entre le volume, la pression, la température et le nombre de moles de gaz est appelé **loi des gaz parfaits**. Cette loi ne sera pas étudiée en détail dans ce cours de chimie, nous nous contenterons de connaître le volume occupé par une mole de gaz aux *conditions normales*.

Loi d'Avogadro

Avogadro, en 1811, contribua à la mise en place de la loi des gaz en émettant l'hypothèse que le volume occupé par un gaz était une mesure du nombre de corpuscules présents, indépendamment de leur nature.

Le volume de divers échantillons de gaz à une température et une pression données est donc proportionnel au nombre de moles de chacun des échantillons.



D'après cette loi, une mole de gaz quel qu'il soit, à la température de 0 [°C] et la pression de 1 atmosphère (conditions normales, notées CN), occupe toujours le même volume.

Le volume d'une mole de gaz à ces conditions de température et de pression vaut :

$$\text{Volume molaire} = V_m = 22,4 \text{ [L]}$$

- Remarques :*
- La pression de 1 [atm] correspond à une pression atmosphérique moyenne au bord de la mer. Cette pression diminue en fonction de l'altitude.
 - La pression de 1 atm maintient le niveau de mercure dans un baromètre à 760 mm.
 - La pression peut être exprimée dans d'autres unités: [mmHg] , [Pa] ou [N/m²] , [bar] ...

Exercices :

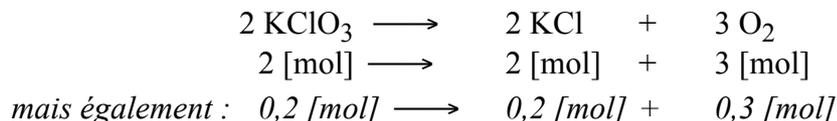
- Calculez le volume occupé par 4,4 [g] de dioxyde de carbone (CO₂) aux conditions normales.
- Une bonbonne d'hélium contient 10 kg de ce gaz sous pression. Si l'on voulait stocker ce gaz aux conditions normales de pression et de température, de quel volume devrait-on disposer ?

11. Quelle est la masse de 89,6 [L] d'azote (N_2) pris aux CN ?
Combien y a-t-il de molécules dans ce volume ?
12. Combien y a-t-il de moles de gaz carbonique dans 4,2 litres de ce gaz pris aux CN ?
Quelle masse ce volume représente-t-il ?
13. Un litre de gaz pris aux CN pèse 3,17 [g]. Quelle est la masse molaire de ce gaz ?
14. Un ballon contient 30 grammes d'un gaz inerte (ou gaz rare) . Aux conditions normales de pression et de température, le volume de ce ballon est de 8 litres.
Quel est le gaz contenu dans le ballon ?
15. L'air est un mélange contenant approximativement, en volumes, 80% d'azote (N_2) et 20% d'oxygène (O_2).
Quelle est la masse d'un m^3 d'air mesuré aux CN ?
16. Le mélange trimix 20/25 est utilisé pour la plongée de 40 à 60 m de profondeur.
Il contient 20% d'oxygène et 25 % d'hélium, le reste d'azote.
Quelle serait la masse de 5 litres de ce mélange pris aux CN ?
17. Par électrolyse, on transforme 10 [mL] d'eau liquide, en hydrogène et en oxygène.
 - a) Déterminez la masse et la quantité (en mole) d'eau qui réagissent.
 - b) Posez l'équation de la réaction.
 - c) Calculez les volumes d'oxygène et d'hydrogène formés aux CN.

CHAPITRE 2: STOECHIOMETRIE

Où l'on apprend que, comme dans toute recette de cuisine, il est essentiel de connaître les quantités des divers ingrédients.

Nous avons vu, dans le cours de 1^{ère} année, que l'équation chimique équilibrée indique dans quels **rappports** de quantités (en mole) les différents corps participent à une réaction. Par exemple :



Cette information nous permet de trouver la quantité de produits obtenus pour une quantité donnée de réactif en posant les proportions suivant lesquelles les corps réagissent. C'est l'étude de la stoechiométrie.

La stoechiométrie repose sur le principe de conservation, soit :

Conservation de la masse :

Conservation des atomes :

Exemple :

Dans une éprouvette on introduit une masse connue d'hydrogénocarbonate de sodium, substance couramment appelée bicarbonate de sodium, de formule NaHCO_3 .

Après chauffage de celle-ci on pèse le produit restant.

Étudions comment l'observation de la réaction et le résultat de la pesée permettent de prévoir quelle est parmi les trois réactions suivantes, celle qui correspond à la réaction effectuée.

Propositions de réactions :

- $\text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{NaOH} + \text{CO}_2$
- $2 \text{ NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ CO}_2$
- $2 \text{ NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

Problème 2 :

Calculer la masse d'eau obtenue en faisant réagir 8 g d'hydrogène avec 32 g d'oxygène.

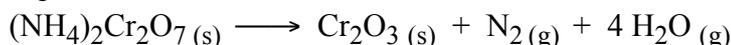
Remarque :

Souvent, la masse de produit obtenue au laboratoire est inférieure à celle calculée à l'aide de la stoechiométrie. On parle alors d'une réaction dont le **rendement** n'est pas de 100%. Une des raisons qui permet d'expliquer ce fait est qu'une certaine quantité de réactifs n'a pas réagi, bien que la réaction soit terminée. On a donc recueilli moins de produit que prévu.

Exercices :

1. On brûle un ruban de magnésium dans de l'oxygène.
 - a) Posez l'équation de cette réaction.
 - b) Déterminez la masse de magnésium et le volume d'oxygène (aux conditions normales) devant réagir pour former 100 g d'oxyde de magnésium.
2. Quelle masse de carbone faut-il brûler pour former 15 L de gaz carbonique aux conditions normales ?
3. Calculer la masse d'oxygène nécessaire pour brûler complètement un kilo de butane (C₄H₁₀).

4. Lorsque l'on chauffe du dichromate d'ammonium, celui-ci se décompose selon :



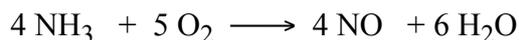
Quelle est la masse d'oxyde de chrome formé lors de la réaction de 10 grammes de dichromate d'ammonium

Cette réaction simule un volcan. Elle ne peut plus être effectuée dans notre collège à cause de la toxicité du dichromate. Plusieurs exemples de cette réaction sont visibles sur le Net, mais la réaction y est généralement amorcée par une flamme. Voici une adresse que vous pouvez consulter :

<http://www.youtube.com/watch?v=Ula2NWi3Q34>

5. Quelle masse de chacun des réactifs est nécessaire pour préparer 265 g de carbonate de sodium Na₂CO₃ à l'aide d'une réaction de neutralisation ?
6. Le propane (C₃H₈), est un hydrocarbure gazeux que l'on trouve par exemple dans des cartouches de gaz.
Quelle masse de propane doit-on brûler pour produire 10 litres de CO₂, mesurés aux conditions normales de pression et de température.

7. On obtient du monoxyde d'azote en faisant réagir de l'ammoniac avec de l'oxygène selon :



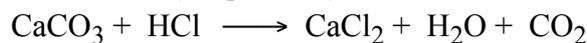
Quelles quantités de NO et de H₂O obtient-on si l'on fait réagir

- 5 moles de NH₃ et 5 moles de O₂ ?
 - 4 moles de NH₃ et 1 mole de O₂ ?
 - 4 moles de NH₃ et 4 moles de O₂ ?
 - 1 mole de NH₃ et 2 moles de O₂ ?
8. En faisant réagir dans un tube fermé une mole de fer et une mole d'oxygène pour obtenir du Fe₂O₃, quelle(s) substance(s) y aura-t-il dans le tube à la fin de la réaction et en quelle(s) quantité(s) ?
9. On introduit dans un récipient 50 g de NaCl et 200 g de d'acide sulfurique pour effectuer la réaction suivante (à équilibrer) :



Que contiendra quantitativement le récipient à la fin de la réaction ?

10. On peut obtenir simplement du gaz carbonique en faisant réagir de l'acide chlorhydrique sur du calcaire selon la réaction (à équilibrer) :



Deux litres d'une solution contenant 100 g de HCl par litre seront-ils suffisant pour faire réagir complètement 400 g de calcaire ?

11. Soit la réaction de précipitation à compléter :



En mélangeant une solution contenant 50,3 g de NiCl₂ et une solution contenant 42,3 g de Na₃PO₄, on obtient 40 g de précipité. Quelle est le rendement de cette réaction ?

12. Le fluorure d'hydrogène (HF) est utilisé dans la fabrication des fréons (gaz propulseurs qui détruisent la couche d'ozone) et dans la production d'aluminium. Il est obtenu industriellement par la réaction suivante :

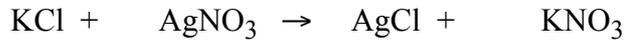


En faisant réagir 6 kg de CaF₂ avec un excès d'acide sulfurique, on obtient 2,86 kg de HF. Quel est le rendement de cette réaction ?

Exercices en rapport avec les travaux pratiques**Gravimétrie**

Pour déterminer la quantité de KCl contenue dans une poudre inconnue, on dissout 3 g de la poudre contenant KCl dans 30 ml d'eau puis on y ajoute une solution d'AgNO₃ en quantité suffisante.

On observe une précipitation selon l'équation suivante :



On filtre et on sèche le précipité qu'on pèse et on obtient une masse de 3.27 g

- Quelle est la substance qui précipite ?
- En admettant des manipulations sans aucune perte, quelle quantité de précipité la masse pesée représente-t-elle en nombre de mole?
- Quelle était la masse de KCl contenue dans la poudre de départ?
- Quel pourcentage de KCl contient cette poudre?

Combustion

- En vous basant sur la masse de charbon de bois que vous avez pesée au cours de votre expérience, et sur le volume d'oxygène introduit dans l'appareillage, soit 80 [mL], calculez la masse de solide qui devrait rester dans l'appareillage après la combustion.

Indications : on considère que les gaz dans l'appareillage sont aux conditions normales de pression et de température, dans ce cas une mole de gaz occupe un volume (V_m) de 22,4 [L]

- Dans l'appareillage que vous avez utilisé, on introduit 0,5 [g] de paille de fer et 80 [mL] d'air. On procède à une combustion, selon la méthode proposée.
A la fin de l'expérience, le volume de gaz résiduel n'est pas nul.
 - Pourquoi y a-t-il du gaz résiduel ?
 - Expliquer pourquoi cette expérience nous permettrait de déterminer le taux d'oxygène dans l'air.

CHAPITRE 3 : CONCENTRATION DES SOLUTIONS

Pour qu'une réaction entre deux substances puisse s'effectuer, il faut au préalable que les particules susceptibles de réagir entrent en contact. Cette condition est rarement réalisée lorsqu'on met en présence deux solides. Un tel contact est par contre obtenu si les réactifs sont en solution. Bon nombre de réactions, comme les réactions ioniques, s'effectuent ainsi en mélangeant des solutions.

Ces solutions sont, le plus souvent, des solutions aqueuses, mais d'autres solvants tel que de l'alcool peuvent être utilisés si le composé est insoluble dans l'eau.

Il est souvent utile de connaître la quantité de composés dissous dans un volume donné de solution, c'est-à-dire la **concentration** de cette dernière.

Problème 1 :

On veut faire réagir 0,01 [g] de sulfate de sodium (Na_2SO_4). On ne dispose que d'une balance d'une précision de 1 [g].

Question: comment prélever exactement 0,01 g de ce sel ?

Matériel: en plus de la balance déjà citée, une pipette de 1 ml et un ballon jaugé de 1 L ainsi que de l'eau distillée.

L'utilisation de solutions permet donc également d'utiliser de très faibles quantités de réactifs avec une grande précision.

Expression de la concentration d'une solution :

Différentes expressions décrivent la concentration d'une solution. Les plus utilisées sont les suivantes :

1. La concentration massique (ou titre) :

Elle exprime la masse de soluté dissous dans une unité de volume de solution.

L'unité que nous utiliserons est le [g/L] .

2. La concentration molaire :

Elle exprime le nombre de moles de soluté dissous dans une unité de volume de la solution.

Pour une substance A, le symbole de la concentration molaire est c_A ou $|A|$.

L'unité est : [mol/L] .

Exemples:

Justifier les affirmations suivantes par les calculs nécessaires :

- Une solution de 1 [mol/L] d'hydroxyde de sodium contient 40 [g] de NaOH par litre de solution.
- Une solution de 0,1 [mol/L] d'acide chlorhydrique contient 3,65 [g] de HCl par litre de solution.

Remarques :

- 1) Une solution contenant une mole de soluté par litre de solution est appelée une solution " 1 molaire ".
- 2) Il existe dans la vie courante beaucoup d'autres manières d'exprimer la concentration d'une substance dans une solution. Par exemple, la concentration d'alcool dans une boisson alcoolisée est exprimée en pour-cent de volume d'alcool dans un volume total (noté %Vol.).
- 3) Il ne faut pas confondre " une mole de soluté dans un litre de solution " avec "une mole de soluté dans un litre de solvant "

Problème 2 :

100 [mL] de solution contiennent 2 [g] de NaOH. En ajoutant de l'eau, la solution est amenée à un volume de 500 [mL].

Question: Quelle est la concentration de la solution obtenue ?

3.1 La dilution

Les dilutions sont utilisées dans la vie de tous les jours, par exemple, lorsque vous préparez un sirop, vous effectuez une dilution. En effet, vous ajoutez de l'eau pour diluer le sirop concentré.

La dilution est une technique très utilisée en chimie car elle permet de préparer des solutions de concentration très faible, qu'il serait impossible de faire en pesant un solide et en le dissolvant dans l'eau en raison de la masse trop petite à peser.

Reprenons notre exemple du sirop :

Vous avez mis du sirop concentré au fond du verre et vous avez rajouté de l'eau pour obtenir un sirop consommable.

En termes de chimie, qu'avez-vous fait ?

Vous avez ajouté du solvant (l'eau) à une solution très concentrée (le sirop concentré) pour obtenir une solution de concentration plus faible (le sirop consommable).

Admettons que vous puissiez voir, ou suivre les « molécules de sirop » (arôme, sucre...) *que pouvez-vous dire sur la quantité de ces molécules durant la dilution ?*

En vous basant sur le principe ci-dessus, *comment feriez-vous une solution de concentration 0.001 [mol/l] de HCl avec comme solution de départ, une solution de 0.01 [mol/l] de HCl ? Quelles sont les manipulations pratiques que vous feriez ?*

D'un point de vue mathématique, qu'avons-nous fait ?

En résumé, la formule de la dilution est la suivante :

3.2 La volumétrie

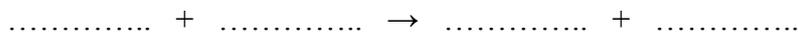
La volumétrie est une technique utilisée en chimie pour déterminer des concentrations de solutions. C'est donc une technique **quantitative**.

Cette méthode se base sur une réaction entre deux réactifs, l'un dont on connaît la composition mais dont on veut déterminer la concentration, et l'autre dont on connaît la composition **et** la concentration.

Ce type d'analyse s'applique à de nombreuses solutions, il suffit de trouver un deuxième réactif qui en présence du premier réagit selon une équation chimique bien précise et connue des personnes manipulant.

Dans notre cas nous allons appliquer cette analyse à des solutions acides en faisant une réaction acide-base.

Donnez de façon générale l'équation d'une réaction acide base.

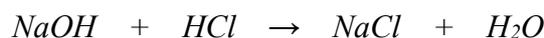


De quelles particules vient la molécule d'eau ?

*Lorsque l'on se trouve au point équivalent (à la neutralité), que peut-on dire de la solution ?
Que peut-on dire des quantités des espèces ?*

En se basant sur la remarque faite ci-dessus, comment peut-on déterminer la concentration de la solution acide ?

Prenons l'exemple de la réaction suivante :



Même question sur la réaction suivante (à compléter et équilibrer) :



Enfin nous pouvons tirer la formule générale suivante pour la volumétrie :

Exercices :

1. Calculer la concentration massique d'une solution 2 [mol/L] d'acide sulfurique.
2. Quelle est la concentration massique d'une solution 0,4 [mol/L] de chlorure de fer(III) ?
3. Calculer la concentration molaire d'une solution contenant 13 [g/L] de chlorure de sodium.
4. Quelle est la concentration en [mol/L] d'une solution préparée en dissolvant 1,7 [g] de NaNO_3 dans 250 [mL] d'eau ?
5. 50 mL de solution contiennent 0,02 mole de AgNO_3 . Quel est le titre de cette solution ?
6. Déterminer la masse de chlorure de calcium contenue dans 30 [mL] d'une solution $2 \cdot 10^{-2}$ [mol/L] .
7. L'eau, pour être potable, doit avoir une concentration maximum de nitrate (NO_3^-) de $1,6 \cdot 10^{-4}$ [mol/L].
L'analyse d'une eau minérale montre qu'elle contient 12 mg de nitrate dans 200 ml.
 - a) Effectuer les calculs permettant de montrer si cette eau est potable.
 - b) Que devient cette concentration si l'on ajoute 1,3 L d'eau distillée aux 200 mL ?
8. Sachant qu'un litre d'eau d'Evian contient 78 mg/L d'ions calcium, calculez le nombre de ces ions présent dans 1,5 L d'eau d'Evian.
9. On prélève 10 mL d'une solution 1 [mol/L] d'acide chlorhydrique auxquels on ajoute 990 mL d'eau. Quelle est la concentration, en mol/L, de la solution obtenue ?
10. A 20 mL d'une solution 0,5 [mol/L] de H_2SO_4 on ajoute suffisamment d'eau pour porter la solution à 100 ml. Quelle sont les concentrations molaire et massique de la solution obtenue ?
11. Un chimiste a besoin, pour effectuer une expérience, de 100 mL d'une solution 0,02 [mol/L] de sulfate de cuivre. Dans son laboratoire, il ne dispose plus que de 50 mL d'une solution 0,1 [mol/L].
Décrivez précisément comment il doit procéder pour obtenir la solution qu'il souhaite.
12. On veut préparer 100 mL d'une solution de sulfate de cuivre (II) 0,5 mol/L.
 - a) Expliquez précisément comment préparer cette solution à partir de CuSO_4 solide.
 - b) Quel volume d'eau faut-il ajouter à cette solution pour obtenir une solution dont la concentration est 0,4 mol/L
13. On mélange 10 mL d'une solution 0,3 [mol/L] de NaCl et 60 mL d'une solution 0,1 [mol/L] de ce même sel.
Quelle est la concentration molaire de la solution ainsi obtenue ?

14. Quels volumes d'eau distillée et de solution d'hydroxyde de sodium 0,5 mol/L doit-on mélanger pour obtenir 100 mL de solution 0,02 mol/L ?
15. Quelle est la concentration molaire d'éthanol (C_2H_5OH) dans du vin contenant 12 % en volume d'éthanol ?
Indication : masse volumique de l'éthanol $\rho = 800$ [g/L]
16. Quelle est la concentration molaire d'éthanol dans une boisson obtenue en mélangeant 1 dL de whisky contenant 40 % d'éthanol et 150 mL d'eau ?
17. 100 mL d'un vinaigre contiennent 4,5 g d'acide acétique (CH_3COOH).
Quel volume de NaOH 0,5 mol /L faut-il pour neutraliser 5 mL de ce vinaigre ?
18. On neutralise 10 mL d'une solution d'acide chlorhydrique par 25 mL de KOH 0,2 mol/L
Quelle est la concentration de la solution d'acide chlorhydrique ?
19. Pour neutraliser 20 mL d'une solution d'acide sulfurique, il faut 30 mL d'hydroxyde de potassium d'une concentration de 0,01 mol/L. Quelle est la concentration massique de la solution d'acide sulfurique ?
20. Un bécher contient 45 mL d'une solution de $Ca(OH)_2$ de concentration 10^{-3} mol/L. On dispose d'une solution de H_3PO_4 de concentration $5 \cdot 10^{-3}$ mol/L. Quel volume de la solution d'acide faut-il employer pour neutraliser exactement la solution basique ?