

## Réflexions sur l'organisation des travaux pratiques de chimie

---

Ces réflexions ne s'adressent ni aux collègues chimistes avertis, ni aux professeurs chargés du laboratoire des très grands lycées.

Elles résultent d'une expérience toute provinciale : deux ans au Collège de Calais, sans aide et sans crédits ; quatre ans au lycée de Saint-Omer, avec un seul aide de laboratoire ; enfin huit ans au lycée d'Amiens. Les prémisses sont les suivantes :

1°) Les réactifs et produits chimiques sont chers, mais d'autant plus chers qu'ils sont plus purs : il faut réfléchir, dans chaque cas à la pureté indispensable, et acheter au moins cher.

2°) L'eau distillée ou désionisée est souvent le produit le plus coûteux, étant donné la quantité utilisée : donc utiliser souvent l'eau du robinet.

3°) La durée de travail des agents est limitée, et il faut leur demander le minimum d'efforts pour un résultat souhaité : donc simplifier au maximum.

4°) La place de rangement et le nombre de flacons disponibles sont limités, donc simplifier et standardiser solutions et expériences.

5°) Les produits qui ne servent qu'une fois par an ne se conservent pas jusqu'à l'année suivante : donc prévoir leur consommation de façon assez précise.

6°) Les collègues n'ont pas la même conception du travail pratique dont le titre seul a été choisi en commun : il faut les prévenir des matériels et produits disponibles et des manipulations prévues : donc afficher un texte de T.P. avec les concentrations des liqueurs, et les résultats probables des mesures.

7°) Les élèves sont de plus en plus exigeants : pour beaucoup il faut que « ça marche » sans efforts ni réflexion de leur part ; certains sont même étonnés que leur professeur donne l'impression de « travailler » de ses mains !

### Les solutions :

La solution la plus importante par la fréquence de son emploi, et le volume consommé, est la solution de soude : elle

ne peut s'abîmer que de trois façons : la carbonatation à l'air, l'attaque des parois du récipient, et l'addition accidentelle ou malveillante d'un autre produit : par exemple la chute d'un bouchon de liège dans le flacon. La solution la plus commode, et qui convient à tout, est la solution normale. Or, dans le commerce on trouve, à côté de la soude solide, de la lessive de soude de bonne qualité, à prix correct, de densité 1,33 (36°B) et de titre 10 N.

Aussi on procède ainsi : dans une bonbonne de verre, ou un « jerrican » de matière plastique de 10 litres (marquer avec le stylo à feutre la hauteur exacte, en pesant, une fois pour toutes 10 litres d'eau), mettre environ 5 litres d'eau distillée bouillie, verser 1 litre (mesuré avec un flacon blanc marqué 1 litre, où le niveau exact a été repéré de la même manière) de lessive de soude commerciale « pure » (coût 2,5 F environ, selon le vendeur) ; bien agiter, et compléter en agitant jusqu'au trait marqué 10 litres : agiter encore une demi-minute, si possible en retournant le récipient. En pratique cette solution est suffisamment près de 1 N pour tous les usages.

J'ai rencontré quelques cas où les limites 0,97 N — 1,01 N n'étaient pas tenues : l'erreur venait quelquefois d'une insuffisance de soin : manque d'agitation. Cette solution de soude « normale » est distribuée dans des flacons plats « mexicains » de 250 ml, avec bouchon en matière plastique : l'idéal serait des flacons de polyéthylène blanc sur lequel on écrirait avec le stylo porte-feutre : NaOH, et le numéro du groupe. Cet idéal semble souvent inaccessible.

Il faut éviter le bouchon de liège qui se détruit et tombe dans le liquide, le bouchon de caoutchouc, qui saute et coûte cher, et surtout le bouchon de verre, qui se grippe, et la capsule d'aluminium, qui est attaquée.

Il faut autant de groupes de 12 flacons qu'il y a de salles de travaux pratiques. Ces flacons sont distribués aux élèves dans des portoirs de bois, sortes de petites caisses rectangulaires qui contiennent 3, 6 ou 8 flacons. Je fais mon possible pour que les élèves ne sortent les flacons du portoir que lorsqu'ils doivent verser un produit hors d'un flacon. Pour pipetter un acide, ils laissent le flacon dans le portoir. Ils ne pipettent jamais la soude normale, pour éviter le danger qu'il y a à en avaler.

Cette solution de soude se conserve très bien pendant les mois de vacances. Dans les flacons apparaît parfois un trouble sous forme de pellicules blanches ; c'est un alumino-silicate insoluble dû à l'attaque du verre : sa quantité est minime, mais il peut boucher les burettes : le filtrer sur un tampon de coton.

Pour connaître le titre exact de la soude — qui est parfois utile pour certains T.P. de sciences expérimentales, on utilise la solution normale d'acide oxalique. J'opère de la façon suivante, peu économique, mais très précise. Je prends un flacon jaugé de 100 ml, sec, et je le remplis d'acide oxalique N jusqu'au trait; je vide dans un bécher de 400 ml, forme haute de préférence. J'ajoute quelques gouttes de phtaléine; je rince deux fois le flacon par quelques ml d'eau distillée que je verse dans le bécher. Puis je rince à nouveau deux fois le flacon jaugé par de la soude normale, en jetant cette soude, je remplis avec de la soude jusqu'au trait, et je verse dans le bécher : deux cas sont possibles : le mélange est alcalin : dans ce cas je mets de l'acide oxalique dans la burette ; ou bien le mélange est acide à la phtaléine ; dans ce cas je mets de la soude dans la burette, et j'achève le dosage au virage léger de la phtaléine. Un seul dosage suffit. La mesure se faisant à 0,1-0,2 ml près, on voit que le titre est connu au millième près, ce qui est satisfaisant. Mais ce dosage — que je fais rarement — n'a de sens que si la soude n'est pas carbonatée, c'est-à-dire avec une solution fraîchement faite à partir d'une soude achetée récemment.

Il m'est arrivé parfois de faire un dosage qui réclame plus de temps : 20 ml de soude, additionnés d'une goutte de méthylorange, sont acidifiés par de l'acide chlorhydrique (utilisé à la burette, en solution N) ; le produit obtenu est évaporé à l'exsiccateur à acide sulfurique et soude, et lorsque toute l'eau est évaporée le bécher est pesé, puis le chlorure de sodium est dissous dans un peu d'eau distillée, et le bécher est remis dans l'exsiccateur. Je fais ainsi 4 ou 5 pesées, jusqu'à poids constant : il faut 8 jours, parfois plus, et la précision ne dépasse pas le millième. Avec les sodes « ordinaires » on a parfois des surprises.

Il est plus important de vérifier la carbonatation de la soude des élèves. Je le fais avec un double dosage et deux burettes : la première burette remplie de soude permet de doser 20 ml d'acide chlorhydrique en présence d'hélianthine, puis de verser 25 ml de soude dans un bécher. Dans la deuxième burette, l'acide chlorhydrique permet de doser cette soude en présence de carmin d'indigo.

Il m'est arrivé d'ajouter de la phtaléine, et de doser à sa décoloration, puis d'ajouter encore de l'hélianthine et d'aller jusqu'à son virage au pourpre (à cause du carmin d'indigo), les virages sont très nets, mais les résultats obtenus, pour plusieurs raisons, n'ont aucune signification. En fait, la carbonatation est très réduite.

*La solution d'ammoniaque* se fait de la même manière : 1 litre d'ammoniaque « pure » à 22°B du commerce ( $d = 0,925$ ) :

la solution devrait être 1,1 N : en fait on observe d'assez larges variations dont je n'ai pas toujours bien compris la cause réelle : de 0,8 N à 1,3 N ! Ces solutions sentent encore l'ammoniac, mais sont assez diluées pour que l'on puisse sans danger les « pipetter ». Elles sont sans action sur le carmin d'indigo, tandis que l'ammoniaque « pure » le fait virer au vert. Les flacons de 250 ml, bouchés, pourraient être conservés tels quels à travers les grandes vacances : mais il vaut mieux les reverser dans un grand flacon unique pour éviter des vapeurs de chlorure d'ammonium, qui abîment beaucoup tout ce qui est entreposé dans la réserve de chimie, et en particulier font rouiller les fers — et même les casseroles en acier « inoxydable ».

*L'eau de chaux* ne se conserve pas. Si on en fait le dosage avec de l'acide chlorhydrique N, il ne faut pas oublier que son titre est environ 0,04 N, et par suite qu'il faut en prendre 100 ml : donc il faut des volumes considérables, ce qui oblige à utiliser sans inconvénient l'eau du robinet. Pour faire ce dosage il faut distribuer aux élèves un récipient de 100 ml, qui peut être un cylindre gradué. J'aime en même temps faire doser le calcaire de l'eau du robinet : 100 ml d'eau du robinet, additionnée d'hélianthine, sont dosés par HCl N. A Amiens il en faut 0,5 ml, ce qui correspond à 0,25 g de calcaire par litre. Pour obtenir le virage avec 100 ml d'eau distillée, il faut 2 gouttes d'acide soit 0,1 ml.

*L'eau d'aniline* n'a pas servi cette année. Le dosage se fait facilement en utilisant comme indicateur le violet de méthyle. La solution saturée est 0,35 M : on peut donc faire doser sur 20 ml. 1 litre suffit pour une classe terminale : il faut y mettre 50 ml d'aniline et remplir d'eau bouillie. Cette solution se conserve mieux que l'on pourrait penser, surtout si on utilise de l'eau désionisée au lieu d'eau distillée. Pas de flacons spéciaux : je distribue aux élèves, dans un verre à pied, la quantité dont ils ont logiquement besoin.

*L'acide chlorhydrique* se prépare comme la soude, à partir de l'acide chlorhydrique « pur », à 22°B ( $d = 1,19$ ). La solution obtenue est environ 1,15 N : elle est distribuée telle quelle dans les flacons des portoirs, et baptisée, selon les besoins du jour : acide à doser, acide « normal », acide « à peu près normal », ou bien, parfois, on en donne le titre au tableau. Je ne me souviens pas avoir fait à Amiens d'acide chlorhydrique normal exact.

C'est une complication inutile : il vaut mieux donner de l'acide qui n'est pas normal et indiquer son titre exact — ou mieux encore le faire mesurer.

*L'acide sulfurique* au 1/20 se prépare de même en diluant un demi-litre d'acide sulfurique pur (à 66° B) dans assez d'eau pour faire 10 litres : il est 1,8 N environ. Il est fréquent que cet acide sulfurique serve seulement à acidifier une solution, par exemple en manganimétrie. Dans ce cas, la mesure de son volume n'exige aucune précision : avec la pipette on repère la hauteur de liquide correspondant à 10 ml dans un tube à essais. Une bonne façon de marquer ce volume consiste à faire un trait circulaire avec un stylo porte-feutre. Ensuite les élèves utilisent la pipette pour prélever exactement le volume du corps à doser, et le tube marqué pour le volume d'acide sulfurique.

*L'acide phosphorique* au 1/30 se prépare de même à partir de l'acide phosphorique « pur » à 85 % (60° B, soit  $d = 1,70$ ) : il est environ 0,5 M.

Il sert surtout à montrer la force des acidités successives d'un polyacide, et cette concentration convient mieux que la dilution au 1/20 que j'ai longtemps employée. En effet, pour doser 10 ml il faut environ 5 ml de soude avec l'hélianthine ; 10 ml avec la phtaléine, et 15 ml avec le carmin d'indigo. J'ai abandonné depuis longtemps le bleu coton C4B, qui donnait un dosage très imprécis.

*L'acide nitrique* au 1/10 est sans intérêt, car son dosage n'apprend rien de nouveau, et sa concentration est insuffisante pour étudier son action sur les métaux ; aussi nous utilisons l'acide nitrique au 1/3, obtenu en mélangeant 1 litre d'acide nitrique pur à 36°B ( $d : 1,33$ ) et 2 litres d'eau distillée : il faudrait utiliser des capsules de polyéthylène pour le boucher correctement, car, à la longue, il détruit les autres bouchons.

Il est environ 4 N, mais il est préférable de renoncer à le pipetter, donc à le doser. Il convient pour l'étude de l'action sur les métaux, et la gravure sur cuivre, à condition de savoir attendre.

*L'eau phéniquée* se dose parfaitement avec le carmin d'indigo.

*L'acide oxalique N* et *l'acide sulfamique M* se préparent par pesée, par litre ou par 2 litres. 63 g pour l'acide oxalique, 97 g par litre pour l'acide sulfamique. Comme il s'agit de solutions de référence, qui ne servent que rarement, je préfère les fabriquer moi-même et être sûr de leur titre à mieux que le millième, ce qui réclame du soin. Pratiquement 1 litre d'acide oxalique fait presque 2 ans, et l'acide sulfamique que j'essaie depuis peu de temps, et qui se dissout mieux que l'acide oxalique, me donne un bon espoir

*L'acide acétique* au 1/10 est très utile en chromatographie sur papier, mais ne sert qu'à cela. *L'acide acétique N* se prépare en deux temps :

1<sup>er</sup> temps : mesurer 100 ml d'acide acétique cristallisable ; diluer dans assez d'eau pour faire un litre : on a ainsi l'acide au 1/10, 1,75 N.

2<sup>me</sup> temps : on prend soit ce litre d'acide au 1/10 et on ajoute 750 ml d'eau, pour avoir 1,75 l d'acide N, soit 570 ml d'acide à 1/10 auxquels on ajoute assez d'eau pour faire 1 litre. Cet acide acétique N sert à l'étude des acides faibles : mais finalement, après avoir longtemps cherché un indicateur mixte convenable, je crois qu'il vaut mieux y renoncer, et étudier l'acide sulfamique, monoacide moyennement fort dont les élèves peuvent faire la solution par pesée. Le reste de la solution d'acide acétique au 1/10 (ayant éventuellement servi à des développements chromatographiques), sert à préparer la solution pour décarboxylation électrolytique de Kolbe : pour cela on peut soit ajouter 100 g d'acétate de sodium cristallisé à 3 H<sub>2</sub>O dans environ 400 ml d'acide au 1/10, soit simplement ajouter environ 100 ml de lessive de soude pure (10 N) dans 1 litre d'acide acétique au 1/10, ou encore mélanger des volumes égaux de soude N et d'acide acétique au 1/10. Cette solution d'électrolyse se conserve bien.

*Les acides organiques solides* servent à un T.P. de mesure des masses équivalentes en classe terminale ; ils sont alors distribués en petits flacons « piluliers » contenant une dizaine de grammes d'acide. L'un peut servir de référence pour « standardiser » la solution de soude : choisir pour cela l'acide oxalique. Les acides benzoïque, salicylique et stéarique doivent être dissous dans l'alcool à brûler, préalablement neutralisé.

*Les solutions d'oxydants et de réducteurs* doivent être N/10 ou M/10, de façon à ne pas utiliser des quantités trop grandes de sels coûteux.

Les trois solutions de référence, qui se conservent bien, sont l'*acide oxalique* normal : 10 ml, mesurés avec une pipette bien vérifiée, et mise à part, doivent correspondre à 100 ml de permanganate N/10 ; le *bichromate de potassium* à 29,5 g/l est M/10 : il est 0,2 N vis-à-vis de la soude en présence de phtaléine, et 0,6 N en tant qu'oxydant : il est bien commode pour le dosage du fer ferreux, et je ne trouve pas nécessaire d'ajouter un indicateur : tout au plus faut-il un témoin réalisé par le premier dosage un peu dépassé.

Enfin la *solution d'iode* qui est coûteuse, mais de parfaite conservation, est une des très rares solutions qui exigent un bouchon de verre rodé à l'émeri. L'iode doit être pesé sur l'iodure de potassium, de façon à éviter les vapeurs agressives pour la balance et pour les poids. Si on a dépassé un peu le poids, on retire un cristal d'iode avec une pince d'acier inoxydable. Donc : dans le bécher taré approximativement, ajouter environ 40 g d'iodure de potassium; tarer alors avec précision; ajouter exactement 12,70 g d'iode, retirer de la balance et verser très peu d'eau (environ 25 ml) ; couvrir le bécher avec un grand verre de montre ou une capsule de porcelaine, et attendre que tout soit dissous : le complexe  $I_3^-$  qui se forme est extrêmement soluble dans l'eau, mais il faut laisser aux cristaux d'iode le temps de se dissoudre. Il ne faut pas tenter de faire d'économie sur l'iodure de potassium, ni ajouter d'alcool : dans le premier cas l'addition d'eau donnerait un précipité d'iode. Dans le second cas l'addition de soude donnerait un précipité d'iodoforme. Lorsque tout l'iode est dissous, c'est-à-dire le lendemain de la pesée, on dilue dans assez d'eau pour faire un litre : cette solution sert rarement ; il serait bon de disposer de petits flacons de verre, de 50 ml par exemple, pour la distribuer avec chaque fois juste la quantité nécessaire. Elle se conserve parfaitement en flacon à bouchon rodé. Elle abîme vite les objets en polyéthylène.

Les solutions de *chlorate*, *iodate*, *bromate* sortent des limites du programme : je considère cependant la *liqueur bromure-bromate* comme très supérieure à l'eau de brome pour réaliser les dosages par le brome : en particulier dosage de l'ammoniaque, de l'urée, du phénol et de l'aniline.

*La solution de permanganate de potassium* est une des liqueurs les plus utilisées : peser 32 g de permanganate et placer dans un flacon de 2 litres ; remplir presque complètement d'eau tiède et agiter ; après refroidissement, décantier la solution dans une bonbonne de 10 litres, et ajouter de l'eau tiède et recommencer jusqu'à dissolution totale ; à ce moment on complète le volume des solutions recueillies à 10 litres. La solution finale est à peu près N/10 : si on a besoin de son titre exact, on le vérifie avec la solution acide oxalique : mais ce n'est généralement pas nécessaire, et ce titre ne se fixe définitivement qu'après quelques jours : à ce moment, la liqueur est stable et le reste, pourvu qu'on la conserve en flacon de verre bouché au polythène, à l'abri de la lumière. En fait la consommation est telle à la période des T.P. de manganimétrie que la solution n'a pas le temps de vieillir. On peut aussi opérer ainsi : dans un grand flacon (2 litres), mettre environ 150 g de permanganate en poudre assez fine, remplir d'eau et agiter

longuement, de temps à autre. La solution saturée est environ 2 N. Au moment du besoin, en prélever 1/2 litre et diluer dans assez d'eau pour faire 10 litres.

Un problème assez fréquent est le nettoyage des burettes, pipettes et flacons noircis par le bioxyde de manganèse. J'ai abandonné le procédé classique du lavage au bisulfite dilué, car je préfère maintenant réaliser une solution acide diluée d'eau oxygénée qui nettoie plus vite et sans odeur. Il faut évidemment rincer longuement à l'eau.

*Les solutions de sels*, préparées par pesée, sont M/10. Une bonne façon de réaliser une dissolution rapide consiste à acheter chez un droguiste ou dans un bazar, un sac de cafetière avec un support de matière plastique : on met le sel à dissoudre dans le sac, et le support sur un grand bécber ou, à défaut, sur un broc de polythène, que l'on remplit d'eau jusqu'au niveau du support de sac. La dissolution est rapide ; on verse la solution dans une bonbonne de 10 litres, et on lave longuement sac et bécber avec de l'eau qui passe dans cette bonbonne, que l'on complète à la fin au volume voulu. Voici les masses des divers sels utilisés :

$\text{FeSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$  : 280 g pour 10 litres ;  $\text{CuSO}_4, 5\text{H}_2\text{O}$  : 250 g pour 10 litres ;  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  : 331,5 g pour 10 litres ;  $\text{ZnSO}_4, 7\text{H}_2\text{O}$  : 228 g pour 10 litres ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  : dépend de la forme utilisée : anhydre ou hydraté. Si on utilise l'alun, ce qui est tout à fait acceptable, il en faut 475 g pour 10 litres.

Le nitrate d'argent et l'iodure de potassium, trop coûteux sont fabriqués litre par litre et à une concentration moindre. Aussi pour montrer l'action de l'ammoniaque sur le nitrate d'argent, je commence par le précipiter par la soude, puis je redissous dans l'ammoniaque.

Pour éviter les troubles d'hydrolyse on acidifie légèrement ces solutions. Par contre pour la solution de sulfate ferreux, je ne suis pas partisan d'ajouter de l'acide : il est préférable d'utiliser de l'eau bouillie, puis de filtrer après quelques heures (ou jours) de décantation. En effet si on acidifie, ce qui donne une solution claire, les sels ferriques s'accumulent dans la solution au fur et à mesure de l'oxydation par l'air, qui reste tout aussi rapide, et de nombreuses réactions sont profondément modifiées, par exemple : le précipité par les bases est d'emblée bleu foncé ; l'action de l'eau oxygénée ne donne pas le trouble de sel basique que l'on doit obtenir ( $2\text{Fe}^{++} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})^{++}$ ), ni ensuite le précipité de rouille dû à l'évolution et à l'hydrolyse de ce sel basique. Enfin les réactifs de  $\text{Fe}^{+++}$  indiquent sa présence en quantité croissante avec le temps.

Pour les métaux, les oxydes et les sels insolubles distribués à l'état solide, la distribution doit se faire par le professeur, mis à part les fils de fer et de cuivre destinés à l'étude des flammes, qui sont installés sur les paillasses avant l'arrivée des élèves. Le choix des échantillons (morceaux de fils, morceaux de plaques, tournures, poudres, tampon « Gex », petits clous, plombs de chasse) dépend absolument de la manipulation à faire. Mais dans tous les cas le problème de la récupération du métal non attaqué se pose, et je pense qu'il faut donner à chaque groupe une soucoupe où il rangera ces résidus métalliques au fur et à mesure du nettoyage de ses tubes à essais. Les réactifs colorés doivent être donnés systématiquement à tout T.P., en portoir de 5 flacons : ces flacons peuvent avantageusement être des mexicains de 125 ml ou même plus petits ; l'ordre logique, à faire rétablir ou conserver par les élèves, est : violet de méthyle ; hélianthine ; lacmoïde ; phtaléine ; carmin d'indigo.

Quelques autres réactifs, en particulier certains sels, sont parfois utiles. Les flacons de polyéthylène dits « compte-gouttes » sont particulièrement commodes. Des flacons de 60 ml conviennent, mais des 30 ml suffisent. Ces réactifs sont distribués au moment du besoin et immédiatement récupérés après emploi. Certains produits ne se conservent pas (sulfate ferreux) ou attaquent le polythène (colorants insolubles dans l'eau, iode).

L'eau oxygénée destinée aux dégagements d'oxygène ou aux oxydations doit être à 10 volumes environ ; l'eau oxygénée destinée aux dosages doit être environ N/10, donc à 1 volume environ : il faut la préparer le jour même par dilution.

Il en est de même pour l'eau de javel et pour le bisulfite de sodium.

Le seul produit organique qui soit d'usage si courant qu'il nécessite un lot de flacons (mexicains de 250 ml) est l'alcool à brûler. On n'a pratiquement jamais besoin d'alcool pur aux T.P.

Un mot sur le matériel : il dépend beaucoup de la classe : plus les élèves sont soigneux et disciplinés, plus le matériel que l'on peut leur confier sera important et coûteux. Mais son choix doit être réfléchi : pas de burettes à robinet, sauf en classes terminales : des burettes à pince élastique, plus commodes et moins coûteuses que les pinces de Mohr. La burette de 25 ml est la seule nécessaire ; par contre outre la classique pipette de 10 ml je crois qu'il faut avoir un lot (15 au moins) de pipettes de 2 ml et un autre de pipettes de 25 ml ; ceci pour éviter parfois des dilutions en cours de T.P. Les becs de gaz du type « Berthelot » me semblent préférables car ils conduisent à des montages plus stables (moins hauts) et ils risquent moins d'être bouchés par des chutes de produit fondu, ou éteints par un

débordement de liquide. Les béciers et bassines de polyéthylène remplacent avantageusement le matériel de verre, mais ne doivent absolument être utilisées que lorsqu'il n'y a rien à chauffer. Je crois qu'il y a intérêt à n'utiliser que de la verrerie « pyrex », sur laquelle on peut assez souvent réparer certains dégâts. Les tubes à essais trop étroits sont difficiles à chauffer et à nettoyer : le tube de  $16 \times 160$  mm permet d'utiliser des pinces à linge en bois du type classique : c'est la dimension la plus convenable.

L'utilisation de pissettes à eau distillée en matière plastique est recommandée.

Enfin pour nos jeunes collègues : 2 remarques :

1°) Avant de monter une expérience en travaux pratiques, il faut l'avoir expérimentée soi-même longuement, et dans les conditions les plus mauvaises qui peuvent se présenter. Ne pas oublier qu'une expérience qui marche bien entre nos mains peut ne pas marcher du tout entre celles des élèves, et même y devenir *dangerouse*.

2°) Une petite *pharmacie* doit toujours être à la portée de la main, ainsi qu'une petite bibliothèque, ouverte, et dont les livres ne disparaissent pas.

Un mot final sur le problème des *balances* : il nous faudrait, dans chaque salle de T.P. une *bonne balance au milligramme, à pesée rapide*, c'est-à-dire sans manipulation de poids. Mais on retrouve ici tout le problème des produits gazeux :  $H_2S$ ,  $HCl$ , oxydes d'azote, chlore ; c'est seulement lorsque d'une façon ou d'une autre nous les aurons éliminés que l'on pourra perfectionner vraiment nos T.P. en introduisant un important matériel : centrifugeuses, appareils de mesures électriques, photomètres et spectroscopes, microscopes à l'occasion, etc. Tout ce matériel coûteux souffre beaucoup des gaz, vapeurs, fumées. Et cela doit entraîner deux modifications fondamentales de nos salles de T.P. :

1°) l'existence de « hottes » à aspiration vers le bas au ras de la paillasse et élimination des gaz par le plancher et non plus par le plafond : en effet tous les corps nocifs sont plus denses que l'air ;

2°) le passage systématique à la semi-microchimie. Il faut obtenir de l'administration la création des conditions indispensables : que chaque élève ait un tabouret pour s'asseoir, une place d'étagère pour mettre son matériel et ses produits. C'est à l'enseignement propédeutique de montrer l'exemple, de réaliser des salles de T.P. parfaitement adaptées, puis de les

faire visiter et d'abord par les architectes qui — hélas — sont les premiers responsables de certaines erreurs. Si certains collègues, surtout ceux qui sont loin de toute bibliothèque, de toute université, pensent que je puisse les renseigner sur une question quelconque de chimie, qu'ils n'hésitent pas : je leur répondrai dès que, et aussi bien que possible.

L. VAREILLE (*Amiens*).

Bibliographie ultra-sommaire : livres indispensables :

BOLL. — *Mémento du chimiste* ; Dunod éd.

REMY-GENNETÉ. — *700 expériences de chimie* ; P.U.F., 1962.

DUVAL, DUVAL et DOLIQUE. — *Dictionnaire de chimie* ; P.S.I., 1959.

DUVAL. — *Manipulations de chimie* ; Masson, 1951.

LIEB et SCHÖNIGER. — *Préparations organiques* ; Masson, 1953.

CHARLOT. — *Analyse qualitative, et analyse quantitative* ; Masson éd.

SOVIREL. — *Verrerie de Laboratoire* (catalogue gratuit, à demander à Pyrex).

TOUZARD et MATIGNON, BILLAULT, MERCK, PROLABO, B.L.B., etc. — *Catalogues de produits chimiques*.

Et bien sûr, la collection du bulletin de l'Union des Physiciens !

---