

Remarques concernant certaines expériences de cours

par Régis DAVID,
Université de Paris VI.

Certaines expériences classiques, faites en cours, donnent quelquefois lieu à des déductions trop rapides, incomplètes ou trop catégoriques. Cet article relate quelques-unes des expériences insuffisamment interprétées, qui ont été relevées au cours d'un enseignement de plusieurs années, lors de la préparation au C.A.P.E.S., à la Faculté des Sciences de Paris (Paris VI).

L'article est complété par quelques remarques faites au cours de cet enseignement et suggérées par quelques mots qui prêtent à confusion.

1) Une expérience classique consiste à faire brûler un ruban de magnésium dans l'air puis à faire tomber la « cendre » dans quelques centimètres cubes d'eau contenus dans un verre à expérience. L'ajout d'une goutte de phénolphtaléine, à la suspension formée après agitation, rosit : on en conclut que $Mg(OH)_2$ est basique. Cette expérience doit être interprétée avec prudence devant les débutants ; en effet, lorsque Mg brûle à l'air (plus riche en N_2 qu'en O_2) il se forme, à la fois, une combinaison oxygénée et une combinaison azotée (on utilise d'ailleurs cette propriété du Mg — ou du Ca — pour « absorber » O_2 et N_2 lorsqu'on fait l'analyse de l'air ; les gaz inertes n'étant pas absorbables). Le composé azoté se décompose dans l'eau et donne NH_4^+ (et OH^-) que l'on peut mettre en évidence par le réactif de NESSLER. La démonstration généralement donnée de la basicité de $Mg(OH)_2$ est donc incorrecte sans précaution. L'expérience correcte qui consisterait à faire brûler Mg dans O_2 pure est difficile pratiquement (risque de bris du flacon par suite du fort dégagement de chaleur et surtout danger pour les yeux par suite des UV et de la lumière éblouissante rayonnés).

2) Le mélange $H_2 + Cl_2$ contenu dans un flacon se combine violemment en présence des radiations riches en UV produites par la combustion d'un ruban de Mg (prendre un flacon à large col et le recouvrir d'un papier rigide pour éviter le départ des gaz). On met en évidence la formation d'HCl gazeux après l'explosion au moyen d'une baguette de verre trempée dans une

solution de NH_3 (formation de fumées blanches). Cette expérience n'est pas démonstrative car les fumées de NH_4Cl se forment aussi bien avec HCl qu'avec Cl_2 (qui ne serait pas combiné). Il est un peu plus judicieux d'utiliser un papier pH qui révèle la formation d'un acide (l'eau de chlore est acide, ce qui ne rend pas l'expérience parfaitement satisfaisante). L'utilisation d'une baguette de bois trempée dans la phloroglucine, qui prend une coloration rouge, spécifique de la phloroglucine chlorhydrique en présence de lignine, s'il s'est formé HCl , est rigoureuse car il n'y a pas de coloration avec le chlore résiduel.

Cet argument ne peut être utilisé avec les débutants en chimie, mais il est valable au niveau des classes préparatoires aux Grandes Ecoles.

3) La combinaison catalytique du mélange $2\text{H}_2 + \text{O}_2$ en présence de mousse de platine est difficile à interpréter de façon simple. L'effet catalytique ne peut être seul en cause. Il contribue de façon importante à la phase initiale puis, par suite du caractère exothermique de la réaction le solide s'échauffe. Le point chaud ainsi créé permet alors le démarrage de la réaction entre gaz au voisinage du solide entraînant l'explosion du mélange.

Cette remarque a pour but de montrer la difficulté d'interprétation unique d'une expérience simple.

4) L'électrolyse d'une solution d'un sel de vanadium montre qu'il ne faut pas oublier la migration des ions avec des mobilités différentes (en particulier pour H^+ et OH^-) ; il en résulte un degré d'oxydation différent pour les ions vanadium dans les solutions et une coloration différente suivant la distance à une électrode donnée [ions V^{2+} gris, V^{3+} violets, VO_4^{+} bleus et peroxyvanadyle orange] ainsi voit-on un gradient de coloration au sein de la solution, ce qui peut poser des questions aux élèves qui se rappellent de l'image trop simple qui leur a été donnée au départ : tout se passe aux électrodes et rien en solution. En effet, on montre souvent aux débutants l'électrolyse d'une solution de NaCl dans un tube en U. On constate le rosissement de la phtaléine à la cathode (formation de NaOH) et aucune coloration à l'anode (formation d'eau de chlore).

5) Rôle oxydant de H_2SO_4 concentré et chaud.

Lorsqu'on chauffe des copeaux de cuivre avec H_2SO_4 concentré, on constate un noircissement du métal, attribué généralement au rôle oxydant de H_2SO_4 concentré et chaud. Après lavage (après refroidissement) des copeaux de cuivre noircis, on constate que l'action de HCl produit un dégagement de H_2S (odeur et

noircissement d'un papier à l'acétate de plomb). Il importe donc de considérer que H_2SO_4 chaud a aussi un rôle sulfurant en plus d'un rôle oxydant. Ceci montre que les réactions les plus courantes sont en réalité plus compliquées qu'elles ne paraissent.

6) Fer « pyrophorique ». Le fer pyrophorique obtenu par réduction d'un oxyde de fer par l'hydrogène a la propriété de s'enflammer spontanément lorsqu'on le projette dans l'air (on dit quelquefois oralement que l'état de « grande division » du fer est responsable de cette propriété). L'expérience montre que si l'on fait un vide suffisant pendant quelques heures au-dessus du fer pyrophorique, celui-ci n'est plus pyrophorique. Il s'agit donc d'une propriété de l'hydrogène qui s'enflamme et non d'une propriété du fer qui n'est probablement qu'un catalyseur d'oxydation dans ce cas.

7) Dissolution de l'or par l'eau régale.

Il est classique que l'or se dissout dans l'eau régale ; il peut également y avoir dissolution par complexation, avec les cyanures alcalins par exemple, mais il est moins connu que l'or se dissout très bien dans le « bromoalcool » qui est l'équivalent de la teinture d'iode pour le brome. Cette « solution » alcoolique de brome dissout remarquablement bien l'or et peut être utilisée pour enlever les bavures lorsqu'on fait de la soudure à l'or en électronique (cette réaction peut s'expliquer en considérant les potentiels en milieu alcoolique et non ceux en milieu aqueux dont on se sert habituellement).

8) Couleur verte des ions ferreux.

Il est classiquement admis que les ions ferriques ont une couleur rouille et les ions ferreux une couleur verte. Il semble que la couleur verte provient d'un début d'oxydation des ions ferreux ; en effet, on peut réaliser les expériences suivantes :

- Dans un tube à essai, on met une solution de chlorure ferrique, quelques gouttes d'HCl et un peu de poudre de zinc ; on obtient une solution de couleur verdâtre interprétée comme une réduction de Fe^{3+} en Fe^{2+} .
- La même expérience refaite avec une solution de chlorure ferrique, quelques gouttes d'HCl et recouverte d'huile de paraffine (on introduit la poudre de zinc par l'intermédiaire d'un tube de verre de façon que l'huile ne mouille pas la poudre de zinc) conduit à une solution blanche au lieu de verdâtre, ce qui laisse supposer que la couleur verte est due à une oxydation partielle des ions ferreux.

9) Evolution de la couleur avec la taille des particules en suspension.

Une expérience assez simple peut être effectuée : dans une solution de thiosulfate de sodium (concentration assez faible ; il est conseillé de faire un ou deux essais), ajouter quelques gouttes d'HCl. Après quelques minutes, on constate l'apparition d'un voile bleuâtre qui évolue assez vite vers une précipitation blanc-jaune (soufre). Cette expérience illustre l'évolution de la couleur avec le « mûrissement » du précipité.

Une expérience plus spectaculaire mais bien délicate à réaliser peut être faite avec les solutions colloïdales.

Préparer trois solutions : a) 0,01 mole de AgNO_3 par litre ; b) 0,001 mole d'hydroquinone par litre ; c) 0,003 mole de citrate de sodium par litre (ne pas préparer les solutions plus d'un jour à l'avance et les maintenir au frais et à l'obscurité).

Préparer une série de tubes à essais contenant chaque réactif en progression arithmétique pour 2 cm^3 de solution de AgNO_3 (on ajoute de l'eau distillée pour diluer au même volume final). On observe alors des solutions dont les couleurs vont du violet au rouge en passant par le bleu et le jaune.

N.B. — La dilution modifiant le pH, il est souvent nécessaire d'ajuster celui-ci avec un peu de solution de NaOH.

10) Pourquoi l'atmosphère d'une pièce contenant de la fumée de tabac devient-elle plus transparente lorsqu'on y place une bougie allumée ?

La fumée de tabac est constituée principalement par de fines particules de goudron. La flamme de la bougie brûle ces particules (en donnant CO_2 et de la vapeur d'eau) et l'atmosphère devient plus transparente. La convection qui se produit au voisinage de la flamme entraîne un renouvellement progressif de l'air traité.

11) Suggérons une expérience très simple, riche d'enseignements par la réflexion qu'elle impose. Prendre le pH de la salive à jeun (ou au moins avant d'avoir fumé une cigarette) à l'aide d'un papier indicateur. Fumer une cigarette et refaire la même expérience tout de suite après... On ne peut que conclure : les produits de combustion d'une cigarette sont très basiques.

Questions de vocabulaire.

Il s'agit de mentionner une difficulté constatée par l'auteur dans le cadre de la préparation aux Etudes médicales avec les

étudiants étrangers qui sont de plus en plus nombreux à venir en France et dont nous avons le devoir de faciliter la tâche.

a) En optique, on parle d'image droite et d'image renversée (au lieu d'*inversée*), en conséquence une image renversée est dirigée suivant l'axe principal (justification : quand un piéton est renversé par une voiture, il est allongé sur la chaussée).

b) En physique du solide, on parle de cristal « hôte », or un hôte est tantôt celui qui reçoit et tantôt celui qui est reçu. Ce double sens d'un mot existe dans d'autres domaines que la physique et nous n'avons pas à nous en formaliser (on a un embarras gastrique quand on a quelque chose dans l'estomac et un embarras d'argent quand on n'a pas d'argent. Embarras signifie donc être et ne pas être).

Une lacune, manque d'atome et un trou, manque d'électron, sont deux notions souvent confondues.

c) En thermodynamique, on dit que le mouvement perpétuel sans dépense d'énergie est impossible, sans donner de limitations physiques. Alors que font, dans le schéma classique, les électrons sur une orbite de Bohr ?

La notion de phase est définie, sans mentionner d'échelle, comme « toute portion homogène d'un système », donc, une solution vraie constitue une phase et une solution colloïdale en constitue au moins deux ?

Ces quelques remarques sont la traduction de difficultés ressenties par de très bons élèves mais ce sont ces difficultés que nous côtoyons chaque jour dans nos travaux de recherches.

Si les observations mentionnées pouvaient être utiles à ses collègues, l'auteur en serait satisfait.

Annales des Baccalauréats, BT et BTS 1987

Afin de pouvoir réaliser, comme les années précédentes, les numéros spéciaux du B.U.P., nous demandons aux collègues enseignant dans les classes concernées, de vouloir bien envoyer au correspondant technique de leur académie (voir liste dans les pages couleur) les sujets de physique et de chimie de ces différents examens (si possible, originaux ou bonnes photocopies).

Le correspondant technique voudra bien les grouper puis les transmettre à :

M. C. VIEL,
12, rue du Général-de-Gaulle, Chessy,
77144 Montévrain.