

AP chimie 1 : « des racines qui changent de couleur »

1) Présentation

Les milieux acides et basiques

Adaptons à notre cadre (la chimie) les trois termes présentés dans ce titre.

- “milieu” : le lieu de la chimie, dans lequel les espèces chimiques se déplacent, se rencontrent et, éventuellement, se transforment. Le milieu le plus facile à maîtriser expérimentalement est l'eau liquide dans laquelle de nombreuses espèces chimiques peuvent se dissoudre. (voir dans votre cours les notions associées : solution/solvant/soluté, puis contemplez la dissolution d'un sucre dans une grande éprouvette)

- “acide” : ça pique !... Mais ce n'est qu'un point de vue macroscopique.

Les chimistes se sont rapidement aperçus qu'aux niveaux moléculaire et atomique, les espèces chimiques responsables de l'acidité d'un milieu avaient une propriété commune, elles avaient facilement tendance à se débarrasser d'une partie de leur structure : un ion H^+ . On peut donc les noter AH et considérer qu'elles peuvent se transformer en A^- .

Il se trouve que l'ion H^+ est très soluble dans l'eau (il se fixe facilement sur H_2O et cela donne la structure H_3O^+ , l'ion oxonium)

Ainsi, une solution aqueuse est acide si, à cause de l'apport d'une espèce AH qui va facilement se dissocier en A^- et H^+ elle contient beaucoup d'ions oxonium dissous (notés $H^+_{(aq)}$ ou $H_3O^+_{(aq)}$)

- “basique” : cette notion se définit en opposition à la précédente. Une espèce chimique est basique si elle a facilement tendance à raccrocher, à fixer un ion H^+ . On peut la noter B^- et considérer alors qu'elle peut facilement se transformer en BH...

Une solution aqueuse basique contient donc très peu d'ions $H^+_{(aq)}$, car ils ont été fixés par l'espèce basique qui a été apportée dans cette solution.

Les indicateurs colorés

Un indicateur coloré est un groupe de deux (parfois plus) espèces chimiques dont les formules sont très proches mais qui ont toutefois une différence très marquée : leur couleur.

Malgré des structures apparemment très proches les deux formes d'un indicateur coloré sont de deux couleurs différentes.

L'indicateur se trouve sous l'une forme ou l'autre forme selon la *nature du milieu* dans lequel il se trouve.

De quelle “nature” parle-t-on ?

La nature chimique ? ... On attend des précisions.

Aujourd’hui, il s’agira de la ***nature acide ou basique du milieu*** dans lequel nous allons verser nos indicateurs.

Les indicateurs colorés que nous allons considérer ici sont des indicateurs colorés acido-basiques, c’est à dire qu’ils adoptent une forme ou une autre selon l’acidité du milieu.

Les deux formes de l’indicateur sont notées “InH” et “In⁻”. On reconnaît là deux formules qui peuvent représenter un acide (InH) et une base (In⁻).

Si l’on place un tel indicateur coloré dans deux milieux, l’un très acide, l’autre très basique, on a de fortes chances d’observer les deux couleurs correspondant aux deux formes, que l’on peut désormais appeler forme acide et forme basique. (*expé prof...*)

Avançons dans l’explication.

Si le milieu est acide, de nombreux ion H⁺_(aq) sont présents dans la solution et sont susceptibles de rencontrer la forme In⁻ de l’indicateur et de se fixer dessus. Cette forme ne sera donc pas présente dans la solution au contraire de la forme InH... La solution adoptera la couleur de InH_(aq).

Si le milieu est basique, il n’y a quasiment pas d’ions H⁺_(aq) en train de circuler librement dans la solution. Les structures InH apportées perdront facilement leur H⁺ (très soluble dans l’eau, très apte à se fixer sur les molécules d’eau omniprésentes) et la forme majoritaire présente de l’indicateur sera In⁻_(aq)...D’où la couleur !

Le principe de l’expérience

C’est maintenant que l’expérience acquiert son caractère propre : nous allons lancer un grain d’indicateur coloré solide dans un milieu qui est constitué dans sa partie supérieure d’une solution aqueuse basique et dans sa partie inférieure de glycérol (nouveau solvant) acide.

Ces deux parties (la partie “eau” et la partie “glycérol”) ont des points communs et sont, à priori, miscibles.

En fait, elles ne vont pas se mélanger...

Enfin, pas tout de suite !

Le glycérol et l’eau

Noter la formule de l’eau, la formule développée de l’eau

Interactions intermoléculaires, liaisons hydrogènes, conséquences

densité 1,0

viscosité : 1,002.10⁻³ Pa.s

noter la formule développée du glycérol : forte miscibilité avec l’eau (expliquer)

MAIS :

densité 1,26

viscosité 1,49 Pa.s

Il va **donc** être possible de verser de l'eau sur du glycérol sans qu'il y ait tout de suite mélange et obtention d'un liquide homogène, à condition de procéder délicatement (*voir démonstration*) et de laisser le récipient au repos.

Décrire l'aspect du milieu liquide obtenu.

Rappelons que notre "eau" a été préparée : elle est basique.

Notre glycérol aussi : il est acide.

Lâchons donc quelques (gros) grains d'indicateurs colorés au-dessus de notre récipient et observons...

L'expérience complémentaire peut être réalisée pour le plaisir (avec du "glycérol basique » et de « l'eau acide »)

Annexes

- *Pourquoi obtient-on deux phases?*

C'est le principe de l'expérience. Il faut créer une différence de densité entre les phases acide et basique pour qu'elles ne se mélangent pas, enfin pas tout de suite...

- *Quelles sont les propriétés intéressantes du glycérol?*

Le glycérol est plus dense que l'eau. En l'ajoutant (massivement) dans la solution acide, on assure la différence de densité dont on a besoin. La non miscibilité résulte aussi de la différence de viscosité entre l'eau et le glycérol.

- *Comment interpréter les couleurs?*

Les grains d'indicateurs colorés ajoutés traversent les deux phases en laissant des traces colorées derrière eux : couleur "In" dans l'eau basique puis couleur "InH" dans le glycérol acide.

- *Que se passe-t-il si on laisse les solutions au contact longtemps?*

On observe que la différence entre les deux phases s'estompe. La diffusion tend à ramener le système vers l'équilibre. Conclusion, les belles choses sont loin de l'équilibre! Soyez turbulents, et lisez donc La fin des certitudes d'Illya Prigogine (prix Nobel de chimie, et spécialiste de la physique hors-équilibre).