

Acides et métaux

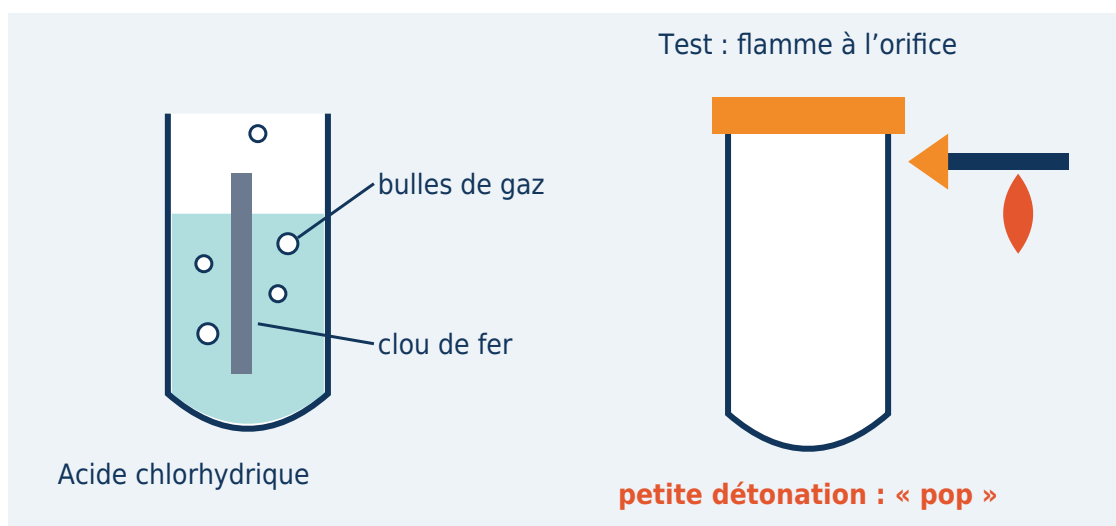
Cours de sciences physiques - niveau 3e

*Pourquoi ne faut-il pas ranger un produit acide dans une boîte en aluminium, et pourquoi le fer rouille-t-il plus vite sous la pluie acide ? Les **acides** attaquent certains **métaux** : on observe une effervescence, la solution se transforme et le métal disparaît peu à peu. Ce chapitre explique ce qui se passe, ion par ion.*

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Les acides et les métaux : ce qu'on observe

Plaçons un clou de fer dans un tube à essais contenant de l'**acide chlorhydrique** dilué, solution contenant des ions hydrogène H^+ et des ions chlorure Cl^- . On observe aussitôt une **effervescence** : des bulles se forment à la surface du clou. Au bout d'un moment, le clou est plus fin et la solution devient légèrement verdâtre. Avec un morceau de zinc ou d'aluminium, on observe aussi des bulles ; avec un fil de cuivre, **rien ne se passe**.



À gauche, effervescence sur le clou ; à droite, test du gaz recueilli dans un tube bouché puis approché d'une flamme.

Reconnaître les produits formés

Pour comprendre la transformation, il faut identifier ce qui se forme. Deux tests suffisent.

MÉTHODE

Test du gaz : on recueille le gaz dans un tube à essais retourné et on approche une

Fiche en ligne : sciences-physiques-pdf.fr/acides-et-metaux-cours-sciences-3eme/ · Cours, exercices, TP et contrôles corrigés de sciences physiques sur sciences-physiques-pdf.fr · page 1/4

flamme de l'ouverture. Une **petite détonation** (un « pop » ou aboiement) caractérise le **dihydrogène H_2** , gaz très léger et inflammable. **Test des ions métalliques** : on ajoute quelques gouttes de soude à la solution obtenue. Avec le fer, on obtient un précipité **vert** (ions Fe^{2+}) ; avec le zinc, un précipité **blanc** (ions Zn^{2+}) ; avec l'aluminium, un précipité blanc (ions Al^{3+}).

Ainsi, après la réaction, la solution contient des **ions métalliques** (Fe^{2+} , Zn^{2+} , Al^{3+}) et toujours les ions chlorure Cl^- . Le métal solide a donc été transformé en ions.

Le bilan de la réaction

BILAN

acide chlorhydrique + fer $\rightarrow$ dihydrogène + solution de chlorure de fer (II). Le fer (solide) et les ions H^+ sont les **réactifs** ; le dihydrogène et les ions Fe^{2+} sont les **produits**.

Le cuivre, lui, ne réagit pas avec l'acide chlorhydrique dilué : **tous les métaux n'attaquent pas** les acides. Le fer, le zinc et l'aluminium sont attaqués ; le cuivre, l'argent et l'or ne le sont pas.

L'équation de réaction avec les ions

Les ions chlorure Cl^- sont présents avant et après la réaction, sans changer : on dit que ce sont des **ions spectateurs**. On ne les écrit pas dans l'équation, qui ne comporte que les espèces qui se transforment.

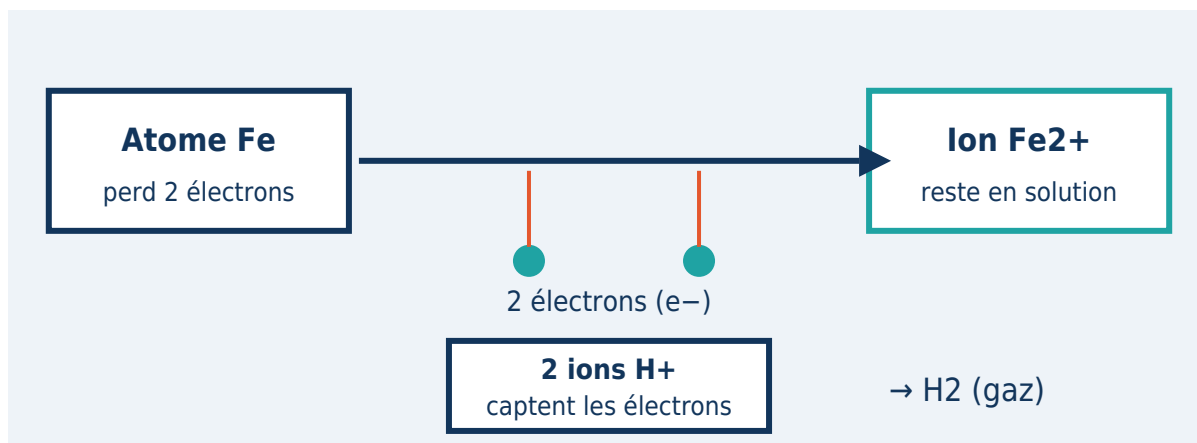
ÉQUATIONS À RETENIR



Vérifions l'équation du fer. **Atomes** : à gauche, 1 Fe et 2 H ; à droite, 1 Fe et 2 H. **Charges** : à gauche, $0 + 2 \times (+1) = +2$; à droite, $+2 + 0 = +2$. Les atomes et les charges sont conservés : l'équation est **ajustée**. Pour l'aluminium : à gauche 2 Al, 6 H, charge +6 ; à droite 2 Al, 6 H, charge $2 \times (+3) = +6$.

Ce qui se passe à l'échelle des ions

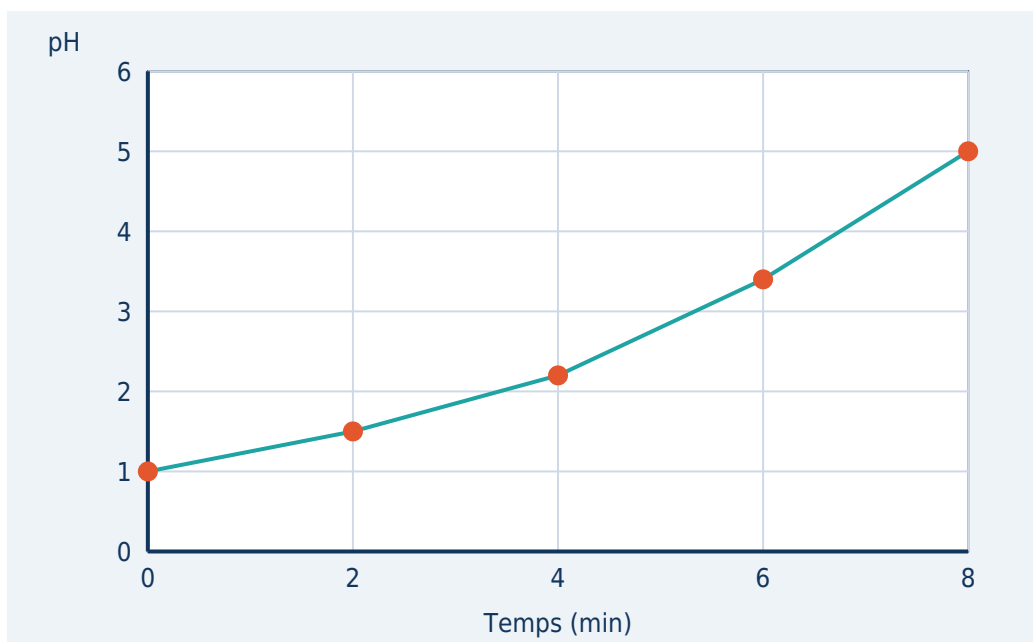
Un atome de métal **perd des électrons** et devient un cation ; des ions H^+ **captent ces électrons** et forment du dihydrogène. Il y a donc un transfert d'électrons du métal vers les ions H^+ .



Le fer cède des électrons aux ions H^+ ; il se forme des ions Fe^{2+} et du dihydrogène.

Évolution de la solution et fin de la réaction

Les ions H^+ sont consommés : le **pH augmente** au cours du temps. La réaction s'arrête quand l'un des réactifs a entièrement disparu : si le métal est en excès, ce sont les ions H^+ qui manquent ; si l'acide est en excès, c'est le métal qui disparaît.



Le pH augmente au fil de la réaction : les ions H^+ sont consommés.

EXEMPLE

Un morceau de zinc est plongé dans un excès d'acide chlorhydrique. À la fin, le zinc a disparu et la solution a toujours un pH inférieur à 7. On en déduit que les ions H^+ étaient en excès : le **zinc était le réactif limitant**. Si, au contraire, il reste du zinc et que le dégagement s'arrête, l'acide était le réactif limitant.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Une expérience dégage 370 mL de dihydrogène à partir de 1,0 g de zinc. Avec 2,0 g de zinc (acide en excès), le volume de gaz est proportionnel à la masse de métal : $2 \times 370 = \mathbf{740 \text{ mL}}$.

ERREUR FRÉQUENTE

Le gaz formé n'est *pas* du dioxygène ni de l'air : c'est du dihydrogène, reconnu par la détonation à la flamme. Autre erreur : écrire Fe^{3+} au lieu de Fe^{2+} dans cette réaction (le précipité est vert, pas orangé).

SÉCURITÉ

Le dihydrogène est **très inflammable**. On ne le teste qu'en petite quantité, à distance, avec lunettes et sous la conduite du professeur. Les acides, même dilués, doivent être manipulés avec lunettes, gants et blouse.

Applications et conséquences dans la vie courante

L'attaque des métaux par les acides explique la corrosion des gouttières en zinc sous les pluies acides, le décapage des métaux avant peinture, la détérioration d'une casserole en aluminium par des aliments très acides (vinaigre, citron) et le choix de matériaux résistants (plastique, verre, inox) pour stocker les acides.

L'essentiel à retenir

- Les acides attaquent certains métaux (fer, zinc, aluminium) mais pas le cuivre.
- Il se forme du dihydrogène H_2 (détonation à la flamme) et des ions métalliques (Fe^{2+} précipité vert, Zn^{2+} et Al^{3+} précipité blanc).
- $\text{Fe} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2$; $\text{Zn} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$; $2 \text{Al} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{H}_2$.
- Les ions chlorure sont spectateurs.
- Une équation doit conserver les atomes et les charges.
- Le pH augmente car les ions H^+ sont consommés.