

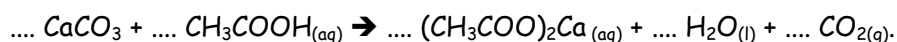
Résolution de problèmes stoechiométriques

La stoechiométrie (dire « stoïkiométrique ») concerne le calcul des quantités de matière (réactifs ou produits) qui participent aux réactions chimiques. C'est ce qui est relatif à l'étude des proportions suivant lesquelles les corps se combinent.

- 1/ Noter les réactifs de l'équation et les produits à obtenir en laissant de l'espace entre eux (utiliser toute la ligne).
- 2/ Pondérer l'équation
- 3/ Indiquer les données concernant un des produits ou réactifs sous la formule dans l'équation
- 4/ Transformer la(les) donnée(s) connue(s) en nombre de moles en utilisant les relations de l'organigramme.
- 5/ Construire un tableau reprenant en 3 lignes 1) le nombre de moles au départ (n_0 : les réactifs), 2) la variation du nombre de moles (Δn) une disparition pour les réactifs et une apparition pour les produits, 3) le nombre de moles à la fin de la réaction (n_f : les produits et parfois un reste de réactif(s)).
- 6/ Placer la donnée en mole obtenue en 4 dans la bonne colonne et la bonne ligne.
- 7/ Placer des 0 en n_f pour les réactifs entièrement consommés, et en n_0 pour la quantité de produits au départ.
- 8/ Compléter la ligne en Δn en indiquant a) un signe : - pour une disparition de réactif et + pour une apparition de produit, b) le coefficient de la molécule dans l'équation, c) un signe . (fois), d) le multiplicateur identique pour chaque molécule. Ce multiplicateur est obtenu dans la colonne de la donnée par l'opération
$$\text{multiplicateur} = \frac{n_0 \text{ ou } n_f \text{ (nombre de moles connu)}}{\text{coefficient de cette molécule dans l'équation}}$$
- 9/ Compléter le tableau n_0 , Δn et n_f en résolvant les calculs écrits $n_0 +$ ou $- \Delta n = n_f$
- 10/ Repartir du nombre de moles de l'inconnue n_0 si l'inconnue est un réactif ou n_f si l'inconnue est un produit, vers la grandeur demandée concernant cette inconnue en utilisant les relations de l'organigramme.

Exercices + pour chacun b) quelle est la concentration en tous les ions dans la solution finale.

0. Je dois produire 50 mL de gaz dihydrogène en seringue en faisant réagir du magnésium solide avec 5 mL d'HCl 2 M. a) Quelle masse de magnésium dois-je introduire ? + b)
1. On fait réagir 5 g d'hydroxyde de calcium avec 150 mL d'acide phosphorique 0,2 M. On obtient du phosphate de calcium et de l'eau. a) Quelle sera la concentration massique en phosphate de calcium de la solution obtenue ? On néglige la modification de volume de la solution. (solide ajouté, eau créée) +b)
2. On réalise le titrage d'une solution inconnue de chlorure de potassium. On place 10 mL de cette solution dans l'erlenmeyer sous la burette. On observe qu'il faut 21 mL de sulfate d'argent 0,1 M pour atteindre la zone de virage : le mélange des 2 solutions transparentes est devenu blanc laiteux puis se colore en orangé grâce à l'indicateur. Quelle est la concentration de la solution inconnue de chlorure de potassium ? Quelle masse de chlorure d'argent solide obtiendra-t-on en centrifugeant la solution ? Le sulfate de potassium également formé reste quant à lui en solution.
3. Pour fabriquer de l'ammoniac, on peut faire réagir de l'hydroxyde de calcium solide avec du chlorure d'ammonium solide, on obtient de l'eau, du chlorure de calcium dissous dans l'eau et de l'ammoniac gazeux. Ecris l'équation pondérée de cette réaction en précisant l'état des molécules. Quelle masse d'hydroxyde de calcium est nécessaire pour obtenir 1 m³ d'ammoniac ? La réaction a été réalisée avec 2500 g de chlorure d'ammonium +b)
4. Ecris l'équation de la réaction de combustion de l'alcool du vin : l'éthanol (C₂H₅OH). Quel volume de CO₂ sera dégagé par la combustion de 10 mL d'éthanol (masse volumique 0,789 g/mL)
5. Lorsqu'un percolateur à café est entartré, on le nettoie à l'aide d'une solution acide de vinaigre. Cette opération peut se traduire par l'équation suivante où l'acide du vinaigre est l'acide acétique CH₃COOH :



Pourra-t-on enlever 40g de tartre ? Restera-t-il du vinaigre ou du tartre ? Si on utilise 500 ml de vinaigre à 8% : qui contient 8 g d'acide acétique dans 100 g de solution et si l'on considère que la masse volumique de la solution est celle de l'eau, 1 g/mL + b)

6. Complète les équations suivantes relatives à la combustion du glucose lors de la respiration cellulaire. Compare la masse totale avant et après la réaction. Que constates-tu ? Quelle loi décrit cela ?

