

Questions de cours

1. Qu'est-ce qu'un ion ?
2. Compléter le tableau suivant sur les ions à connaître par cœur.

Nom	Formule
Ion hydrogène	
ion sodium	
Ion calcium	
Ion potassium	
Ion fer (II)	
Ion fer (III)	
Ion cuivre (II)	
ion zinc	
ion aluminium	
ion argent	
Ion oxonium	
Ion hydronium	
Ion ammonium	
Ion lithium	
Ion magnésium	

Nom	Formule
Ion fluorure	
Ion chlorure	
Ion bromure	
Ion iodure	
Ion nitrate	
Ion sulfate	
ion permanganate	
Ion hydrogénocarbonate	
Ion carbonate	
Ion phosphate	
Ion éthanoate	
Ion dichromate	
Ion hydroxyde	
Ion oxyde	

3. Qu'est-ce qu'un proton ?
4. Qu'appelle-t-on la masse molaire, quelle est son unité ?
5. Qu'est-ce que la concentration massique d'une solution aqueuse, en quelle unité s'exprime-t-elle ?
6. Qu'est-ce que la concentration molaire d'une solution aqueuse, en quelle unité s'exprime-t-elle ?
7. Qu'est-ce que la masse volumique d'un composé, quelle est son unité ?
8. A votre avis, que signifie, pour un gaz, le volume molaire ? Quelle est son unité ?

Exercice 1

Quelle est la composition (proton neutron électron) de

- l'ion chlorure Cl^- ?
- l'ion hydrogène H^+ ?

Exercice 2

Donner la formule des solutions aqueuses et des solides ioniques suivants :

- chlorure de sodium
- sulfate de cuivre
- chlorure de zinc
- permanganate de potassium
- sulfate d'aluminium

Exercice 3

Quelle est la masse molaire du fer ? Quelle est la masse molaire l'eau ?

Quelle est la masse molaire du permanganate de potassium ?

Quelle est la masse molaire de la soude (NaOH) ?

La soude se présente sous la forme de pastille de masse 2g environ.

On souhaite prélever $1 \cdot 10^{-1}$ mol de soude. Quelle masse doit-on mesurer sur la balance ?

On a pesé 2g de soude. Quelle quantité de matière a-t-on ?

Exercices 4

Quelle est la concentration en ion chlorure et en ion zinc d'une solution de chlorure de zinc dont la concentration est de $3 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹ ?

Exercice 5

On a 100 mL d'une solution de chlorure de sodium de concentration $4.10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

On prélève 25 mL de cette solution, quelle quantité de matière a-t-on prélevé ?

On rajoute 75 mL d'eau à ce prélèvement, quelle est la nouvelle concentration ?

Exercice 6

Quelle quantité de matière d'eau contient 100mL d'eau ? (H_2O , $\rho=1\text{g/mL}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g/mol}$)

Quelle quantité de matière d'éthanol contient 100mL d'éthanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, $d=0,79$, $M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46\text{g/mol}$)

Exercice 7

On fait brûler 4.10^{-4} mol de butane dans du dioxygène

La réaction est totale. Il se produit du dioxyde de carbone et de l'eau.

1- Ecrire l'équation réaction chimique

2- Quelle est la quantité de dioxygène juste nécessaire pour que tout le butane soit consommé?

3- Quelle quantité de matière de dioxyde de carbone et d'eau obtient-on ?

Exercice 8

Écrire et équilibrer l'équation des réactions décrites ci-dessous.

1- L'aluminium métallique réagit avec les ions hydrogène de l'acide chlorhydrique, il y a un dégagement gazeux de dihydrogène et formation d'ions aluminium.

2- Lorsque l'on verse quelques gouttes d'une solution de soude de formule $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{HO}^-_{(\text{aq})}$ dans une solution de sulfate de cuivre (II) de formule $\text{Cu}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})}$, il se forme un précipité d'hydroxyde de cuivre (II).

3- Les ions plomb (II) réagissent avec les ions iodure pour donner un précipité d'iodure de plomb.

4- Pour fabriquer de l'eau liquide, on fait réagir du dihydrogène et du dioxygène.

5- Quand on fait réagir du fer et du dichlore (un gaz), on obtient du chlorure de fer (III) solide FeCl_3

Exercice 9

La réaction de $V_1 = 30,0\text{mL}$ d'une solution d'acide chlorhydrique dont la concentration en ions hydrogène est $[\text{H}^+_{(\text{aq})}] = 1,00 \text{ mol.L}^{-1}$ avec une masse $m=5,00\text{g}$ d'un morceau de calcaire $\text{CaCO}_3_{(\text{s})}$, produit des ions calcium, un dégagement de dioxyde de carbone et de l'eau. La réaction est totale.

1- Écrire et équilibrer l'équation de la réaction.

2- Faire le bilan de matière de l'état initial.

3- Établir le tableau d'avancement (tableau d'évolution du système chimique). Calculer l'avancement maximal et indiquer le réactif limitant.

4- Faire le bilan de matière de l'état final des réactifs et des produits

5- Calculer la masse de réactif en excès restant.

6- BONUS : calculer le volume de dioxyde de carbone formé sachant que le volume molaire est de 24L.mol^{-1} dans les conditions de l'expérience.

données : $M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g.mol}^{-1}$. $M(\text{C}) = 12\text{g.mol}^{-1}$. $M(\text{O}) = 16\text{g.mol}^{-1}$.