

~~18 nov 29 nov~~
Préparation

Exercice n°1

L'aluminium cristallise dans le système cubique face centrée.

L'arête du cube $a = 4,041 \cdot 10^{-10}$ m et $M(\text{Al}) = 26,98$ g/mol.

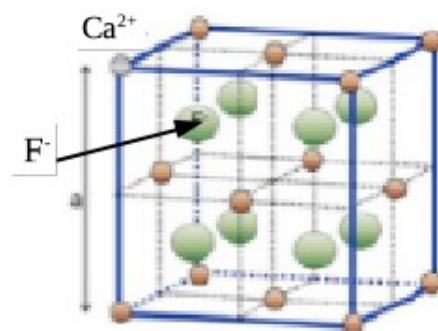
Calculer la masse volumique de l'aluminium.

Exercice n°2

Le trioxyde de tungstène WO_3 solide est, en première approche, un solide ionique. Il présente une structure cubique telle que les ions tungstène W^{6+} occupent les sommets de la maille et les ions oxyde O^{2-} , le milieu des arêtes.

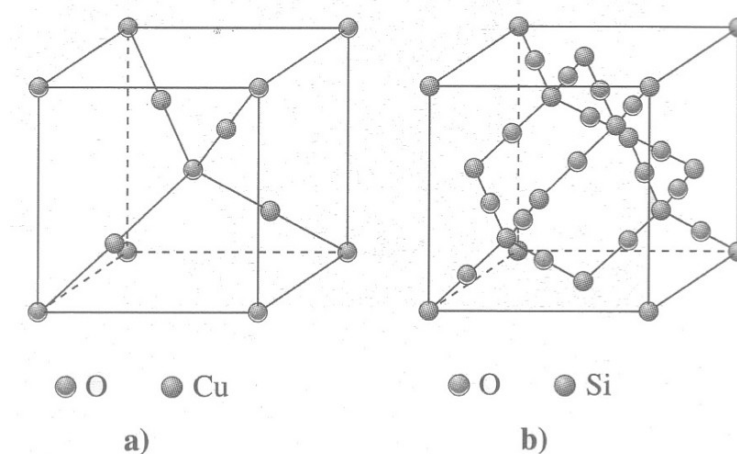
Dessiner une maille et vérifier la formule du cristal.

1. Vérifier la neutralité du cristal représenté ci-contre.
2. Donner sa formule



Exercice n°3

Cuprite et cristobalite



Analyser le contenu des mailles de la cuprite (a) et de la cristobalite (b). Préciser les formules de ces deux composés

Exercice n°4

L'aluminium réagit avec le dioxygène et on obtient l'oxyde d'aluminium Al_2O_3

1) Ecrire l'équation de la réaction.

2) on introduit 0,54 g d'aluminium dans un flacon contenant initialement 1,44 L du dioxygène à l'état gazeux.

- calculer la quantité de matière initiale de chacun des réactifs contenue dans le flacon.
- déterminer l'avancement maximal de la réaction et en déduire le réactif limitant.
- déterminer le bilan de la réaction .

on donne : $M(\text{Al})=27\text{g/mol}$ $M(\text{O})=16\text{g/mol}$, le volume molaire $V_m = 24 \text{ L/mol}$

Exercice n°5

L'hydroxyde de cuivre II $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$ se dissout peu dans l'eau, donnant des ions $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{HO}^{-}_{(aq)}$.

- Écrire l'équation de la réaction de dissolution de l'hydroxyde de cuivre II.
- Exprimer la constante d'équilibre de cette réaction. Cette constante vaut $1,0 \cdot 10^{-19,7}$ à 25°C .
- Déterminer les concentrations en ions $\text{Cu}^{2+}_{(aq)}$ et $\text{HO}^{-}_{(aq)}$ d'une solution aqueuse saturée en hydroxyde de cuivre obtenue par dissolution dans l'eau de $\text{Cu}(\text{OH})_{2(s)}$.

Exercice n°6

On considère une réaction qui n'est pas totale : $\text{C}_2\text{H}_{4(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(g)}$

Constante d'équilibre: $K = 4,0 \cdot 10^{-3}$ à 575 K .

Le mélange initial est un mélange équiolaire des trois gaz sous pression constante égale à 70 bar.

Le quotient de réaction prend la forme: $Q = \frac{P(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})}{P(\text{C}_2\text{H}_4)P(\text{H}_2\text{O})} P^\circ$ soit

$$Q = \frac{n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})_{\text{ntot}}}{n(\text{C}_2\text{H}_4)n(\text{H}_2\text{O})} \times \frac{P^\circ}{P}$$

Expliquer le rôle du programme python qui suit

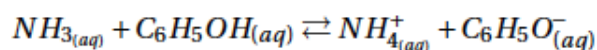
```

1. print('réaction limitée')
2. n0 = 1
3. n1 = 1
4. n2 = 1
5. Q = n2*(n0+n1+n2)/(n0*n1*70)
6. print('Quotient réaction initial',round(Q,3))
7. epsilon = 10**(-4) # seuil final
8. while abs(Q-0.004)>epsilon :
9.     if Q>0.004 :
10.        n0 = n0+ 0.001
11.        n1 = n1+ 0.001
12.        n2 = n2 - 0.001
13.     else :
14.        n0 = n0 - 0.001
15.        n1 = n1 - 0.001
16.        n2 = n2 + 0.001
17.     #print('n Etylène = ',n0)
18.     Q = n2*(n0+n1+n2)/(n0*n1*70)
19. print('Equilibre atteint, n étylène =', round(n0,3))
20. print('n eau =', round(n1,3))
21. print('n éthanol =', round(n2,3))
22. print('Quotient final =', Q)

```

Exercice n°7

L'ammoniac NH_3 réagit avec le phénol $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ pour donner des ions ammonium NH_4^+ et phénolate $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ selon l'équation :



La constante d'équilibre associée à cette équation est égale à $K = 0,16$ à 25°C .

À cette température, on mélange $V = 20,0 \text{ mL}$ d'une solution d'ammoniac à $C = 0,040 \text{ mol.L}^{-1}$ avec $V' = 30,0 \text{ mL}$ d'une solution de phénol à $C' = 0,050 \text{ mol.L}^{-1}$.

1. Déterminer les concentrations de NH_3 et $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ dans le mélange.
2. Calculer le quotient de réaction initial: Q_i . Comment évolue ce système ?
3. Établir un tableau d'avancement (en fonction des concentrations dans le mélange).
4. Quelle est la valeur de l'avancement de la réaction x_f lorsque le système n'évolue plus ?
5. En déduire la composition finale du système.