



## VOIE PROFESSIONNELLE

CAP

2<sup>DE</sup>

1<sup>RE</sup>

T<sup>LE</sup>

*Physique-chimie*

### L'UTILISATION DES QCM EN VOIE PROFESSIONNELLE

#### CARACTÉRISER QUANTITATIVEMENT UNE SOLUTION AQUEUSE

##### Description :

Cette ressource présente des situations pédagogiques favorables à l'emploi de questionnaires à choix multiples (QCM) en chimie. L'usage des QCM est explicité dans la fiche « Utilisation des QCM en voie professionnelle » sur la page « [Programmes et ressources en physique-chimie - voie professionnelle](#) »

Niveau : première professionnelle

Domaine : Chimie

Comment analyser, transformer ou exploiter les matériaux dans le respect de l'environnement ?

Module : Caractériser quantitativement une solution aqueuse (commun à tous les groupements).

Caractériser quantitativement une solution aqueuse	
Capacités	Connaissances
<p>Réaliser une solution de concentration en quantité de matière donnée par dilution ou dissolution.</p> <p>Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule chimique de la molécule.</p> <p>Calculer la concentration en masse d'un soluté à partir de sa concentration en quantité de matière et de sa masse molaire moléculaire.</p>	<p>Connaître les définitions d'une solution, d'un solvant, d'un soluté. Connaître les relations entre la masse molaire, la masse d'un échantillon et la quantité de matière (<math>n = m/M</math>).</p> <p>Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution (<math>C = n/V</math>).</p> <p>Connaître la définition de la concentration en masse d'un soluté dans une solution.</p>
<p>Déterminer une quantité de matière présente en solution par une méthode de titrage basée sur le repérage d'une équivalence, à l'aide de relations fournies.</p>	<p>Savoir que le point d'équivalence d'un titrage peut se repérer par un changement de couleur de la solution dû à la présence d'un indicateur coloré ou par étude de la pente d'une courbe de titrage.</p>

Retrouvez éducol sur



**SOMMAIRE****Domaine : Chimie - Comment analyser, transformer ou exploiter les matériaux dans le respect de l'environnement ?**

**Module :** Caractériser quantitativement une solution aqueuse.

Questionnaire à choix multiples : Chimie 1

Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Questionnaire à choix multiples : Chimie 2

Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Questionnaire à choix multiples : Chimie 3

Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Questionnaire à choix multiples: Chimie 4

Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Trame d'exploitation pédagogique

Annexe

**• Nature des outils utilisés**

- Questionnaires interactifs sur support Word/Open Office
- Quiz numérique sur la Quizinière
- Quiz numérique sur Pronote
- Autre, à préciser :

**• Nature des supports utilisés**

- Vidéo
- Schéma/protocole
- Texte
- Fichier numérique
- Autre, à préciser :

**• Place du QCM dans la séance**

Exercice d'entraînement en fin de séance.

**• Modalité**

- Travail hors la classe
- Travail en classe à préciser
  - en amont de la séance,
  - pendant la séance,
  - en aval de la séance (remédiation).

**• Objectifs pédagogiques visés**

Valider ou non la maîtrise d'un automatisme.

**• Déroulement prévu et commentaires**

Exercice d'entraînement en fin de séance.

## Questionnaire à choix multiples : Chimie 1

Pour chaque question, une ou plusieurs réponses peuvent s'avérer correctes.

### Question 1 :

Indiquer la nature du soluté et du solvant dans une solution aqueuse de glucose :

1. L'eau est le soluté
2. L'eau est le solvant
3. Le glucose est le soluté
4. Le glucose est le solvant

### Question 2 :

Indiquer à l'aide de quelle(s) relation(s) la masse molaire moléculaire de l'éthanol de formule brute  $C_2H_6O$  peut être calculée :

1.  $M(C_2H_6O) = 2 \times M(C) + 6 \times M(H) + M(O)$
2.  $M(C_2H_6O) = 6 \times M(H) + M(O) + 2 \times M(C)$
3.  $M(C_2H_6O) = M(C) + M(H) + M(O)$
4.  $M(C_2H_6O) = M(C) + 2 \times M(H) + 6 \times M(O)$

**Données :** un extrait de la classification périodique est fourni pour les questions 3 à 8.

Masse molaire atomique (g/mol)

H Hydrogène 1							He Hélium 4
Li Lithium 6,9	Be Béryllium 9	B Bore 10,8	C Carbone 12	N Azote 14	O Oxygène 16	F Fluor 19	Ne Néon 20,2
Na Sodium 23	Mg Magnésium 24,3	Al Aluminium 27	Si Silicium 28,1	P Phosphore 31	S Soufre 32,1	Cl Chlore 35,5	Ar Argon 39,9
K Potassium 39,1	Ca Calcium 40,1						

### Question 3 :

Donner la masse molaire moléculaire du chlorure d'hydrogène de formule brute HCl :

1. 1 g/mol
2. 12 g/mol
3. 13 g/mol
4. 35,5 g/mol
5. 36,5 g/mol

### Question 4 :

Donner la masse molaire moléculaire du glucose de formule brute  $C_6H_{12}O_6$  :

1. 24 g/mol
2. 29 g/mol
3. 180 g/mol
4. 162 g/mol
5. 246 g/mol

**Question 5 :**

La(les) relation(s) entre la masse  $m$  d'un échantillon contenant une espèce chimique de masse molaire  $M$  et la quantité de matière  $n$  présente dans l'échantillon est (sont) :

1.  $m = \frac{n}{M}$
2.  $m = \frac{M}{n}$
3.  $m = n \times M$
4.  $n = \frac{m}{M}$
5.  $n = \frac{M}{m}$
6.  $n = m \times M$

**Question 6 :**

La masse molaire atomique du cuivre est de 63,5 g/mol. La masse d'un échantillon de cuivre contenant 4,00 mol d'atomes de cuivre est de :

1. 0,0630 g
2. 15,9 g
3. 254 g

**Question 7 :**

La masse molaire moléculaire du glucose est de 180 g/mol. La quantité de matière présente dans 18 g de glucose est de :

1. 0,10 mol
2. 10 mol
3. 3 240 mol

**Question 8 :**

Calculer la quantité de matière présente dans 180 g d'eau de formule brute  $\text{H}_2\text{O}$  :

1. 0,10 mol
2. 10,0 mol
3. 180 mol
4. 10 010 mol

**Question 9 :**

Calculer la masse molaire moléculaire du carbonate de calcium de formule brute  $\text{CaCO}_3$  :

On donne :

$M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g/mol}$      $M(\text{Co}) = 58,9 \text{ g/mol}$      $M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$      $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$

1. 216,8 g/mol
2. 127 g/mol
3. 100,1 g/mol
4. 68,1 g/mol

## Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Les réponses correctes sont notées en **rouge**.

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
1	Connaître les définitions d'une solution, d'un solvant, d'un soluté.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. L'eau est le soluté</li> <li>2. L'eau est le solvant</li> <li>3. Le glucose est le soluté</li> <li>4. Le glucose est le solvant.</li> </ol>
2		<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 2 \times M(\text{C}) + 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O})</math></li> <li>2. <math>M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 6 \times M(\text{H}) + M(\text{O}) + 2 \times M(\text{C})</math></li> <li>3. <math>M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = M(\text{C}) + M(\text{H}) + M(\text{O})</math> : l'élève ne prend pas en compte le nombre d'atomes de chaque espèce.</li> <li>4. <math>M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = M(\text{C}) + 2 \times M(\text{H}) + 6 \times M(\text{O})</math> : l'élève n'associe pas le bon nombre d'atomes aux différents éléments de la molécule.</li> </ol>
3	Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule chimique de la molécule.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>1 g/mol</b> : l'élève ne prend en compte que la masse molaire de l'hydrogène.</li> <li>2. <b>12 g/mol</b> : l'élève a une mauvaise lecture de la formule chimique et prend en compte la masse molaire du carbone.</li> <li>3. <b>13 g/mol</b> : l'élève additionne la masse molaire de l'hydrogène et du carbone au lieu du chlore.</li> <li>4. <b>35,5 g/mol</b> : l'élève ne prend en compte que la masse molaire du chlore.</li> <li>5. <b>36,5 g/mol</b></li> </ol>
4		<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>24 g/mol</b> : l'élève additionne les nombres d'atomes sans tenir compte des masses molaires.</li> <li>2. <b>29 g/mol</b> : l'élève additionne les masses molaires des atomes composant la molécule sans prendre en compte le nombre d'atomes de chaque élément.</li> <li>3. <b>180 g/mol</b></li> <li>4. <b>162 g/mol</b> : l'élève répond au hasard.</li> <li>5. <b>246 g/mol</b> : l'élève n'associe pas correctement le nombre d'atomes de chaque élément.</li> </ol>

- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**

- S'approprier
- Analyser-Raisonner
- Réaliser
- Valider
- Communiquer

- **Lien(s) éventuel(s) avec d'autres modules / avec l'autre valence**

**Domaine thermique** : Comment utiliser et contrôler les transferts thermiques ?  
*Comprendre les avantages et les inconvénients de la combustion du carbone et des hydrocarbures.*

- **Mots clés** : masse molaire atomique ; masse molaire moléculaire

Retrouvez éducol sur



Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
5	Connaître les relations entre la masse molaire, la masse d'un échantillon et la quantité de matière ( $n = m/M$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li><math>m = \frac{n}{M}</math></li> <li><math>m = \frac{M}{n}</math></li> <li><b><math>m = n \times M</math></b></li> <li><math>n = \frac{m}{M}</math></li> <li><math>n = \frac{M}{m}</math></li> <li><math>n = m \times M</math></li> </ol>
6		<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,0630 g</b> : l'élève divise la quantité de matière par la masse molaire.</li> <li><b>15,9 g</b> : l'élève divise la masse molaire par la quantité de matière.</li> <li><b>254 g</b></li> </ol>
7		<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,10 mol</b></li> <li><b>10 mol</b> : l'élève divise la masse molaire par la masse.</li> <li><b>3240 mol</b> : l'élève multiplie la masse molaire et la masse.</li> </ol>
8	Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule chimique de la molécule.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,10 mol</b> : l'élève divise la masse molaire par la masse.</li> <li><b>10,0 mol</b></li> <li><b>180 mol</b> : l'élève reprend la valeur de l'énoncé ou utilise uniquement la masse molaire de l'hydrogène.</li> <li><b>10 010 mol</b> : l'élève répond au hasard.</li> </ol>
9	Connaître les relations entre la masse molaire, la masse d'un échantillon et la quantité de matière ( $n = m/M$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>216,8 g/mol</b> : l'élève détermine la masse molaire de <math>\text{CaCO}_3</math>.</li> <li><b>124,1 g/mol</b> : l'élève additionne toutes les masses molaires de l'énoncé.</li> <li><b>100,1 g/mol</b></li> <li><b>68,1 g/mol</b> : l'élève additionne les masses molaires des différents atomes sans prendre en compte leur nombre.</li> </ol>

- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**

- S'approprier
- Analyser-Raisonner
- Réaliser
- Valider
- Communiquer

- **Lien(s) éventuel(s) avec d'autres modules / avec l'autre valence**

**Domaine Thermique** : Comment utiliser et contrôler les transferts thermiques ?  
*Comprendre les avantages et les inconvénients de la combustion du carbone et des hydrocarbures*

**Mots clés** : masse molaire atomique ; masse molaire moléculaire ; quantité de matière.

- **Nature des outils utilisés**
  - Questionnaires interactifs sur support Word/Open Office
  - Quiz numérique sur la Quizinière
  - Quiz numérique sur Pronote
  - Autre, à préciser :
- **Nature des supports utilisés**
  - Vidéo
  - Schéma/protocole
  - Texte
  - Fichier numérique
  - Autre, à préciser :
- **Place du QCM dans la séance**

Exercice d'entraînement en fin de séance.
- **Modalité**
  - Travail hors la classe
  - Travail en classe à préciser
    - en amont de la séance,
    - pendant la séance,
    - en aval de la séance (remédiation).
- **Objectifs pédagogiques visés :**

Valider ou non la maîtrise d'un automatisme.
- **Déroulement prévu et commentaires :**

Exercice d'entraînement en fin de séance.

## Questionnaire à choix multiples : Chimie 2

Pour chaque question, une ou plusieurs réponses peuvent s'avérer correctes.

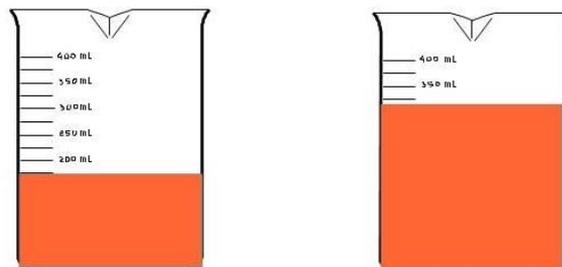
### Question 1 :

La(les) relation(s) entre la concentration molaire  $C$  d'une espèce en solution, la quantité de matière  $n$  de cette espèce et le volume de la solution  $V$  est (sont) :

1.  $C = n \times V$
2.  $C = \frac{n}{V}$
3.  $C = \frac{V}{n}$
4.  $n = C \times V$
5.  $n = \frac{C}{V}$
6.  $n = \frac{V}{C}$

### Question 2 :

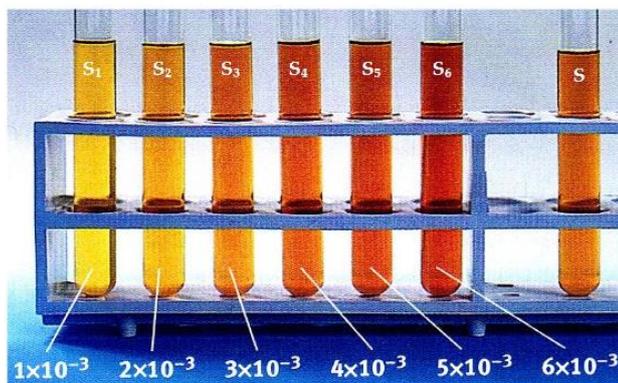
Les deux solutions de diiode contenues dans les béchers ci-contre ont rigoureusement la même teinte :



1. Elles ont la même concentration massique en soluté
2. Elles contiennent la même masse de soluté dissous
3. Elles ont le même volume

### Question 3 :

On réalise et obtient l'échelle de teinte représentée ci-dessous en diluant successivement une solution mère  $S_6$  de concentration connue en diiode ( $6 \times 10^{-3}$  mol/L).  $S$  est une solution de diiode de concentration inconnue en diiode. Quelle(s) affirmation(s) est (sont) correcte(s) ?



1. La concentration en diiode de la solution  $S$  est comprise entre  $1 \times 10^{-3}$  mol/L et  $2 \times 10^{-3}$  mol/L
2. La concentration en diiode de la solution  $S$  est comprise entre  $2 \times 10^{-3}$  mol/L et  $3 \times 10^{-3}$  mol/L
3. La concentration en diiode de la solution  $S$  est comprise entre  $3 \times 10^{-3}$  mol/L et  $4 \times 10^{-3}$  mol/L
4. La concentration en diiode de la solution  $S$  est inférieure à  $4 \times 10^{-3}$  mol/L
5. La concentration en diiode de la solution  $S$  est supérieure à  $4 \times 10^{-3}$  mol/L

**Question 4 :**

Indiquer ce que signifie « diluer une solution » :

1. augmenter sa concentration en soluté en enlevant du solvant
2. diminuer sa concentration en soluté en ajoutant du solvant

**Question 5 :**

Une solution de volume  $V = 0,10$  L contient  $n = 5,0$  mol de saccharose dissous. Calculer la concentration molaire en saccharose de cette solution :

1. 0,50 mol/L
2. 5,0 mol/L
3. 20 mol/L
4. 50 mol/L

**Question 6 :**

Dans un volume  $V = 500$  mL d'une solution de glucose de concentration molaire  $C = 10$  mol/L, il y a une quantité de matière de glucose dissous en solution égale à :

1. 5,0 mol
2. 10 mol
3. 20 mol
4. 50 mol
5. 100 mol

**Question 7 :**

Pour stériliser à froid les biberons et tétines, une crèche utilise des comprimés de dichloroisocyanurate de sodium anhydre de formule brute  $C_3Cl_2N_3NaO_3$ .

Calculer, en g/mol, la masse molaire moléculaire de ce produit :

1. 110,5 g/mol
2. 211 g/mol
3. 220 g/mol
4. 231,5 g/mol

Masse molaire atomique (g/mol)

H Hydrogène 1							He Hélium 4
Li Lithium 6,9	Be Béryllium 9	B Bore 10,8	C Carbone 12	N Azote 14	O Oxygène 16	F Fluor 19	Ne Néon 20,2
Na Sodium 23	Mg Magnésium 24,3	Al Aluminium 27	Si Silicium 28,1	P Phosphore 31	S Soufre 32,1	Cl Chlore 35,5	Ar Argon 39,9
K Potassium 39,1	Ca Calcium 40,1						

**Question 8 :**

Le dichloroisocyanurate de sodium anhydre est conditionné sous forme de comprimés contenant 500 mg de dichloroisocyanurate de sodium anhydre. Pour stériliser à froid, on préconise de dissoudre un comprimé dans 2,5 L d'eau.

Calculer, en g/L, la concentration massique de la solution ainsi préparée :

1. 0,020 g/L
2. 0,13 g/L
3. 0,20 g/L
4. 1,3 g/L

Source : <https://www.easyparapharmacie.com/dodie-comprimes-sterilisation-a-froid-x32-comprimes.html>

**Question 9 :**

Calculer, en mol, la quantité de matière de dichloroisocyanurate de sodium anhydre présente dans les 500 mg de dichloroisocyanurate de sodium anhydre de formule brute  $C_3Cl_2N_3NaO_3$  :

Données :  $M(C_3Cl_2N_3NaO_3) = 220 \text{ g/mol}$

1. 0,000227 mol
2. 0,00227 mol
3. 2,27 mol
4.  $2,27^{-3}$  mol
5.  $2,27 \times 10^{-3}$  mol

**Question 10 :**

Calculer, en mol/L, la concentration molaire de la solution de 2,5 L de dichloroisocyanurate de sodium anhydre de formule brute  $C_3Cl_2N_3NaO_3$  :

Données :  $n(C_3Cl_2N_3NaO_3) = 2,27 \times 10^{-3} \text{ mol}$

1. 0,00090 mol/L
2. 0,00091 mol/L
3. 0,9 mol/L
4. 0,91 mol/L

**Question 11 :**

On dissout 1500 mg de galactose de formule chimique  $C_6H_{12}O_6$  dans 100 mL d'eau.

Calculer, en mol/L, la concentration molaire en galactose de la solution obtenue :

1.  $8,33 \times 10^{-5}$  mol/L
2.  $8,33 \times 10^{-2}$  mol/L
3.  $8,33 \times 10^{-1}$  mol/L
4. 15 g/L
5. 83,3 mol/L

Masse molaire atomique (g/mol)

H Hydrogène 1							He Hélium 4
Li Lithium 6,9	Be Béryllium 9	B Bore 10,8	C Carbone 12	N Azote 14	O Oxygène 16	F Fluor 19	Ne Néon 20,2
Na Sodium 23	Mg Magnésium 24,3	Al Aluminium 27	Si Silicium 28,1	P Phosphore 31	S Soufre 32,1	Cl Chlore 35,5	Ar Argon 39,9
K Potassium 39,1	Ca Calcium 40,1						

**Question 12 :**

On dispose des deux balances suivantes :

Pour peser 1500 mg de galactose, on peut utiliser :

1. aucune des balances
2. la balance de gauche
3. la balance de droite
4. la balance de gauche ou de droite indifféremment



Model CS 2000  
Capacity 2000gx1g



BALECO2KG  
BALECO2KG-BALANCE 2 KG 0,1G

**Question 13 :**

On dispose des deux balances suivantes :

Pour peser 0,5 kg de galactose, on peut utiliser :

1. aucune des balances
2. la balance de gauche
3. la balance de droite
4. la balance de gauche ou de droite indifféremment



Model CS 2000  
Capacity 2000gx1g



BALECO2KG  
BALECO2KG-BALANCE 2 KG 0,1G

**Question 14 :**

On dispose des deux balances suivantes :

Pour peser 50 mg de saccharose, on peut utiliser :

1. aucune des balances
2. la balance de gauche
3. la balance de droite
4. la balance de gauche ou de droite indifféremment



Model CS 2000  
Capacity 2000gx1g



BALECO2KG  
BALECO2KG-BALANCE 2 KG 0,1G

## Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Les réponses correctes sont notées en rouge.

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
1	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <math>C = n \times V</math></li> <li>2. <math>C = \frac{n}{V}</math></li> <li>3. <math>C = \frac{V}{n}</math></li> <li>4. <math>n = C \times V</math></li> <li>5. <math>n = \frac{C}{V}</math></li> <li>6. <math>n = \frac{V}{C}</math></li> </ol>
2	Connaître la définition de la concentration en masse d'un soluté dans une solution.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Elles ont la même concentration massique en soluté</li> <li>2. Elles contiennent la même masse de soluté dissous : l'élève confond la masse et la concentration massique.</li> <li>3. Elles ont le même volume : l'élève répond au hasard</li> </ol>
3	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. La concentration en diiode de la solution S est comprise entre <math>1 \times 10^{-3}</math> mol/L et <math>2 \times 10^{-3}</math> mol/L : l'élève positionne mal la solution S sur l'échelle de teintes</li> <li>2. La concentration en diiode de la solution S est comprise entre <math>2 \times 10^{-3}</math> mol/L et <math>3 \times 10^{-3}</math> mol/L : l'élève positionne mal la solution S sur l'échelle de teintes</li> <li>3. La concentration en diiode de la solution S est comprise entre <math>3 \times 10^{-3}</math> mol/L et <math>4 \times 10^{-3}</math> mol/L</li> <li>4. La concentration en diiode de la solution S est inférieure à <math>4 \times 10^{-3}</math> mol/L</li> <li>5. La concentration en diiode de la solution S est supérieure à <math>4 \times 10^{-3}</math> mol/L : L'élève fait probablement une confusion sur le sens de l'échelle (puissances de 10 négatives).</li> </ol>
4	Connaître les définitions d'une solution, d'un solvant, d'un soluté. Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. augmenter sa concentration en soluté en enlevant du solvant</li> <li>2. diminuer sa concentration en soluté en ajoutant du solvant</li> </ol>
5	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. 0,50 mol/L : l'élève multiplie le nombre de moles et le volume.</li> <li>2. 5,0 mol/L : l'élève divise le nombre de moles par le volume.</li> <li>3. 20 mol/L : l'élève répond au hasard.</li> <li>4. 50 mol/L</li> </ol>

Retrouvez éducol sur



Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
6	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>5,0 mol</b></li> <li><b>10 mol</b> : l'élève associe la concentration donnée dans l'énoncé au nombre de moles.</li> <li><b>20 mol</b> : l'élève divise la concentration molaire par le volume.</li> <li><b>50 mol</b> : l'élève utilise la bonne relation, mais la conversion n'est pas correctement effectuée.</li> <li><b>100 mol</b> : l'élève répond au hasard.</li> </ol>
7	Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule chimique de la molécule.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>110,5 g/mol</b> : l'élève additionne les masses molaires des différents atomes sans prendre en compte leur nombre.</li> <li><b>211 g/mol</b> : l'élève répond au hasard.</li> <li><b>220 g/mol</b></li> <li><b>231,5 g/mol</b> : l'élève détermine la masse molaire en associant de manière incorrecte le nombre d'atomes de chaque élément.</li> </ol>
8	Connaître la définition de la concentration en masse d'un soluté dans une solution.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,020 g/L</b> : l'élève utilise la bonne relation pour déterminer la concentration massique, mais la conversion est mal effectuée.</li> <li><b>0,13 g/L</b> : l'élève multiplie la masse au volume et n'effectue pas la conversion correctement.</li> <li><b>0,20 g/L</b></li> <li><b>1,3 g/L</b> : l'élève multiplie la masse au volume, mais effectue la conversion correctement.</li> </ol>
9	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,000227 mol</b> : l'élève a mal effectué la conversion ou la transformation en écriture décimale.</li> <li><b>0,00227 mol</b></li> <li><b>2,27 mol</b>: l'élève a utilisé correctement la formule mais n'a pas converti la masse.</li> <li><b>2,27<sup>-3</sup> mol</b> l'élève a fait une erreur dans l'écriture en puissance de 10.</li> <li><b>2,27×10<sup>-3</sup> mol</b></li> </ol>
10	Connaître la définition de la concentration en masse d'un soluté dans une solution.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,00090 mol/L</b> l'élève effectue le calcul correctement, mais fait une erreur d'arrondi.</li> <li><b>0,00091 mol/L</b></li> <li><b>0,9 mol/L</b>: l'élève effectue le calcul sans la puissance de 10 et l'arrondi n'est pas correct.</li> <li><b>0,91 mol/L</b> : le calcul a été fait sans la puissance de 10 mais l'arrondi est correct.</li> </ol>
11	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>8,33×10<sup>-5</sup> mol/L</b> : l'élève fait une erreur dans l'écriture de la puissance de 10</li> <li><b>8,33×10<sup>-2</sup> mol/L</b></li> <li><b>8,33×10<sup>-1</sup> mol/L</b> : l'élève fait une erreur dans l'écriture de la puissance de 10</li> <li><b>15 g/L</b> : l'élève confond concentration molaire et massique.</li> <li><b>83,3 mol/L</b> : l'élève omet la puissance de 10</li> </ol>

Retrouvez eduscol sur



- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**
  - S'approprier
  - Analyser-Raisonner
  - Réaliser
  - Valider
  - Communiquer
- **Lien(s) éventuel(s) avec d'autres modules / avec l'autre valence**  
**Thermique** : Comment utiliser et contrôler les transferts thermiques ?  
*Comprendre les avantages et les inconvénients de la combustion du carbone et des hydrocarbures.*
- **Mots clés** : masse molaire atomique ; masse molaire moléculaire ; quantité de matière ; concentration

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
12		<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>aucune des balances</b> : l'élève répond au hasard</li> <li>2. <b>la balance de gauche</b> : l'élève n'a pas fait la conversion pour faire son choix.</li> <li>3. <b>la balance de droite</b></li> <li>4. <b>la balance de gauche ou de droite indifféremment</b> : l'élève ne prend pas en compte la précision de l'instrument.</li> </ol>
13	Savoir que la mesure d'une grandeur physique présente toujours une incertitude due à l'instrument de mesure, à son utilisation et à la variabilité de facteurs non contrôlés.	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>aucune des balances</b> : l'élève répond au hasard</li> <li>2. <b>la balance de gauche</b> : l'élève ne voit pas que l'autre balance convient également.</li> <li>3. <b>la balance de droite</b> : l'élève ne voit pas que l'autre balance convient également.</li> <li>4. <b>la balance de gauche ou de droite indifféremment</b></li> </ol>
14		<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>aucune des balances</b></li> <li>2. <b>la balance de gauche</b> : l'élève n'a pas probablement fait la conversion pour faire son choix.</li> <li>3. <b>la balance de droite</b> : l'élève effectue probablement une conversion erronée pour faire son choix.</li> <li>4. <b>la balance de gauche ou de droite indifféremment</b> : l'élève répond au hasard</li> </ol>

- **Nature des outils utilisés :**
  - Questionnaire interactif sur support Word/Open Office
  - Quiz numérique sur la Quizinière
  - Quiz numérique sur Pronote
  - Autre, à préciser :
- **Nature des supports utilisés :**
  - Vidéo
  - Schéma/protocole
  - Texte
  - Fichier numérique
  - Autre, à préciser :

Retrouvez éducol sur



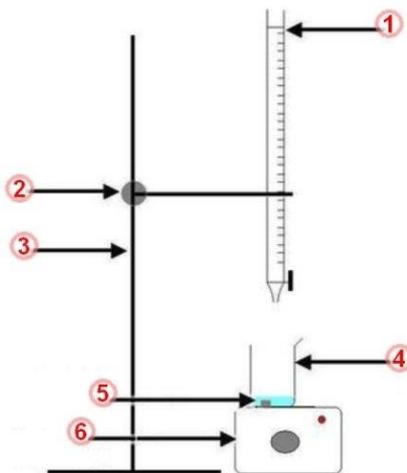
- **Place du QCM dans la séance** : Exercice d'entraînement en fin de séance
- **Modalité** :
  - Travail hors la classe
  - Travail en classe à préciser
  - En amont de la séance,
  - pendant la séance,
  - en aval de la séance (remédiation)
- **Objectifs pédagogiques visés** : Valider ou non la maîtrise d'un automatisme
- **Déroulement prévu et commentaires** : Exercice d'entraînement en fin de séance

## Questionnaire à choix multiples : Chimie 3

Pour chaque question, une ou plusieurs réponses peuvent s'avérer correctes.

### Question 1 :

Voici les différents éléments d'un montage de dosage.



Associer les différents éléments de ce montage de dosage aux numéros figurant sur le schéma.

- ..... Becher
- ..... Noix de serrage
- ..... Burette
- ..... Potence
- ..... Barreau aimanté
- ..... Agitateur magnétique

### Question 2 :

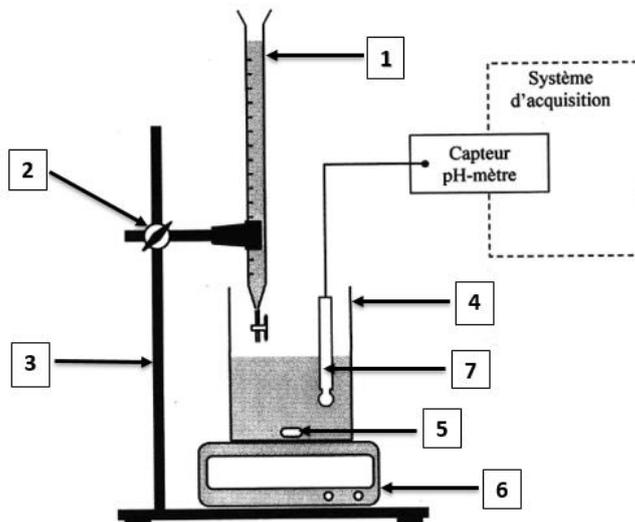
Numéroter, en complétant les pointillées, dans l'ordre chronologique les étapes du protocole de dosage colorimétrique.

- ..... Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique. Disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher.
- ..... Rincer la burette graduée, la remplir avec la solution titrante et ajuster le zéro.
- ..... Ajouter, par pas judicieusement choisis, la solution titrante et suivre l'évolution de la couleur de la solution située dans le bécher.
- ..... Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée), l'introduire dans un bécher contenant un barreau aimanté puis ajouter, si nécessaire, quelques gouttes de l'indicateur coloré adéquat.
- ..... Noter la valeur du volume de solution titrante ajouté dès que la couleur de la solution contenue dans le bécher change.

**Question 3 :**

Voici le schéma des différents éléments d'un montage de dosage pH-métrique.

Associer les différents éléments de ce montage de dosage pH-métrique aux numéros figurant sur le schéma.



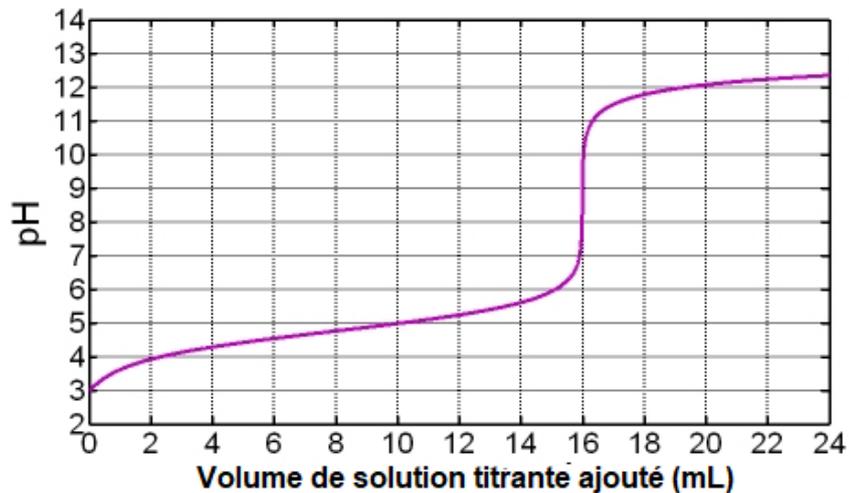
- ..... Becher
- ..... Électrode pH
- ..... Noix de serrage
- ..... Burette
- ..... Potence
- ..... Barreau aimanté
- ..... Agitateur magnétique

**Question 4 :**

Numéroter, en complétant les pointillées, dans l'ordre chronologique les étapes du protocole de dosage pH-métrique.

- ..... Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique, y introduire une électrode reliée à un système d'acquisition du pH, puis disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher.
- ..... Rincer puis remplir la burette graduée avec une solution titrante de concentration molaire donnée.
- ..... Ajouter la solution titrante par pas judicieusement choisis et acquérir le volume total versé après chaque addition. Le pH étant automatiquement enregistré.
- ..... Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée). L'introduire dans un bécher et ajouter le barreau aimanté.
- ..... Déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode de la **dérivée** ou celle des **tangentes**.

On considère la courbe de dosage suivante :



Utiliser les informations données par cette courbe pour répondre aux questions 5, 6, 7 et 8 en choisissant, à chaque fois, la bonne proposition.

**Question 5 :**

La solution à titrer est une solution :

- acide
- neutre
- basique

**Question 6 :**

La solution titrante est une solution :

- acide
- neutre
- basique

**Question 7 :**

Le pH de la solution à l'équivalence est de :

- 3
- 7
- 8,5
- 12,3

**Question 8 :**

Le volume de solution titrante versé à l'équivalence,  $V_E$ , est de :

- 15 mL
- 16 mL
- 17 mL
- 24 mL

**Question 9 :**

On a titré un volume  $V_1 = 10 \text{ mL}$  d'une solution  $S_1$  de concentration molaire inconnue  $C_1$  par une solution titrante  $S_2$  de concentration molaire  $C_2 = 0,05 \text{ mol/L}$ . On note  $V_2$  le volume de solution titrante versé à l'équivalence.

À l'équivalence on a :  $C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2$

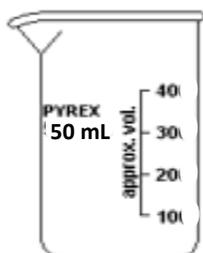
Si  $V_2 = 16 \text{ mL}$ , alors la concentration molaire  $C_1$  de la solution  $S_1$  est de :

- 0,8 mol/L
- 0,05 mol/L
- 0,08 mol/L

**Question 10 :**

On souhaite prélever 20 mL d'une solution d'acide chlorhydrique à titrer. Choisir, dans la liste ci-dessous, le matériel nécessaire à cette opération.

1. un bécher



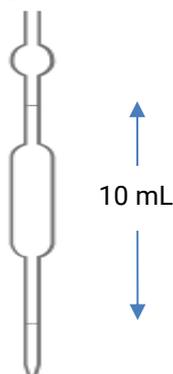
2. une fiole jaugée de 10 mL



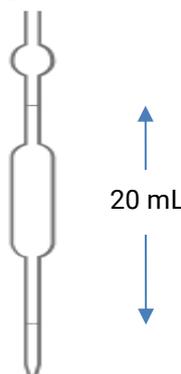
3. une fiole jaugée de 20 mL



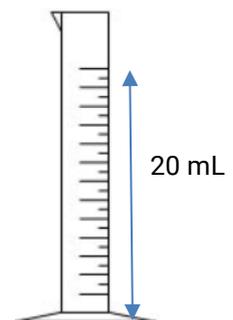
4. une pipette jaugée de 10 mL



5. une pipette jaugée de 20 mL



6. une éprouvette graduée de 20 mL



## Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Les réponses correctes sont notées en rouge.

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
1	Reconnaître et nommer le matériel et la verrerie de laboratoire employés lors des manipulations <b>Programme de seconde professionnelle</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Becher - 4</li> <li>• Noix de serrage - 2</li> <li>• Burette - 1</li> <li>• Potence - 3</li> <li>• Barreau-aimanté - 5</li> <li>• Agitateur magnétique - 6</li> </ul>
2	Déterminer une quantité de matière présente en solution par une méthode de titrage basée sur un repérage d'une équivalence, à l'aide de relations fournies.  Savoir que le point d'équivalence d'un titrage peut se repérer par un changement de couleur de la solution dû à la présence d'un indicateur coloré.	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique. Disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher. - 3</li> <li>• Rincer la burette graduée, la remplir avec la solution titrante et ajuster le zéro. - 1 ou 2</li> <li>• Ajouter, par pas judicieusement choisis, la solution titrante et suivre l'évolution de la couleur de la solution située dans le bécher. - 4</li> <li>• Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée), l'introduire dans un bécher contenant un barreau aimanté puis ajouter, si nécessaire, quelques gouttes de l'indicateur coloré adéquat. - 1 ou 2</li> <li>• Noter la valeur du volume de solution titrante ajouté dès que la couleur de la solution contenue dans le bécher change. - 5</li> </ul>

- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**

- S'approprier
- Analyser-Raisonner
- Réaliser
- Valider
- Communiquer

- **Proposition pédagogique**

Cette question peut être donnée en travail à la maison en exercice de réinvestissement de la séance de travaux pratiques de dosage colorimétrique effectuée en classe.

La vidéo proposée en coup de pouce peut être utilisée sur le principe de la classe inversée avant le QCM.

- **Aides et coups de pouce**

Si les élèves rencontrent des difficultés : leur proposer le lien vers une vidéo de titrage colorimétrique.

**Titration colorimétrique**

<https://tube-versailles.beta.education.fr/videos/watch/7191dc71-c184-4a75-a5e2-dfc67b7f733a>



Retrouvez éducol sur



- **Autres propositions pédagogiques**

Insérer les titres de chaque étape pour diminuer la difficulté.

1. **Mise en place du dispositif** : Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique. Disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher.
2. **Préparation de la solution titrante dans la burette** : Rincer la burette graduée, la remplir avec la solution titrante et ajuster le zéro
3. **Réalisation du dosage** : Ajouter, par pas judicieusement choisis, la solution titrante et suivre l'évolution de la couleur de la solution située dans le bécher.
4. **Préparation de la solution à titrer** : Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée), l'introduire dans un bécher contenant un barreau aimanté puis ajouter, si nécessaire, quelques gouttes de l'indicateur coloré adéquat.
5. **Collecte d'information** : Noter la valeur du volume de solution titrante ajouté dès que la couleur de la solution contenue dans le bécher change.

- **Lien(s) éventuel(s) avec d'autres modules / avec l'autre valence**

Réinvestissement du programme de seconde : Reconnaître et nommer le matériel et la verrerie de laboratoire employés lors des manipulations.

- **Mots clés** : protocole expérimental ; solution à titrer ; solution titrante ; équivalence

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
3	Reconnaître et nommer le matériel et la verrerie de laboratoire employés lors des manipulations <b>Programme de seconde professionnelle</b>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Becher - 4</li> <li>• Électrode pH - 7</li> <li>• Noix de serrage - 2</li> <li>• Burette - 1</li> <li>• Potence - 3</li> <li>• Barreau aimanté - 5</li> <li>• Agitateur magnétique - 6</li> </ul>
4	Déterminer une quantité de matière présente en solution par une méthode de titrage basée sur un repérage d'une équivalence, à l'aide de relations fournies.  Savoir que le point d'équivalence d'un titrage peut se repérer par l'étude de la pente de la courbe de titrage	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique, y introduire une électrode reliée à un système d'acquisition du pH, puis disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher. - 3</li> <li>• Rincer puis remplir la burette graduée avec une solution titrante de concentration molaire donnée. - 1 ou 2</li> <li>• Ajouter la solution titrante par pas judicieusement choisis et acquérir le volume total versé après chaque addition. Le pH étant automatiquement enregistré. - 4</li> <li>• Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée). L'introduire dans un bécher et ajouter le barreau aimanté. - 1 ou 2</li> <li>• Déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode de la <b>dérivée</b> ou celle des <b>tangentes</b>. - 5</li> </ul>

- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**

- S'approprier
- Analyser-Raisonner
- Réaliser
- Valider
- Communiquer

- **Proposition pédagogique**

Ce QCM peut être donné en travail à la maison en exercice de réinvestissement de la séance de travaux pratiques de dosage colorimétrique effectuée en classe.

La vidéo proposée en coup de pouce peut être utilisée sur le principe de la classe inversée avant le QCM.

Le choix de conserver l'ordre des étapes comme dans celle du QCM précédent peut permettre à l'élève de trouver plus facilement les réponses.

- **Aides et coups de pouce**

Utilisation d'une vidéo support :

Si les élèves rencontrent des difficultés : leur proposer le lien vers une vidéo de titrage colorimétrique.

**Titrage pH-métrique** <https://tube-versailles.beta.education.fr/videos/watch/7191dc71-c184-4a75-a5e2-dfc67b7f733a>



- **Autres propositions pédagogiques**

- Insérer les titres de chaque étape pour diminuer la difficulté.
  1. **Mise en place du dispositif** : Placer le bécher contenant la solution à titrer sur un agitateur magnétique, y introduire une électrode reliée à un système d'acquisition du pH, puis disposer la burette contenant la solution titrante au-dessus du bécher.
  2. **Préparation de la solution titrante dans la burette** : Rincer puis remplir la burette graduée avec une solution titrante de concentration molaire donnée.
  3. **Réalisation du dosage** : Ajouter la solution titrante par pas judicieusement choisis et acquérir le volume total versé après chaque addition. Le pH étant automatiquement enregistré
  4. **Préparation de la solution à titrer** : Prélever un échantillon de volume donné de la solution à titrer avec une pipette jaugée (ou graduée). L'introduire dans un bécher et ajouter le barreau aimanté.
  5. **Collecte d'information** : Déterminer les coordonnées du point d'équivalence par la méthode de *la dérivée* ou par celle des *tangentes*.
- Changer l'ordre des propositions pour qu'elles soient différentes de celle du dosage colorimétrique et ainsi augmenter la difficulté.
- **Lien(s) éventuel(s) avec d'autres modules / avec l'autre valence** : Réinvestissement du programme de seconde : Reconnaître et nommer le matériel et la verrerie de laboratoire employés lors des manipulations.
- **Mots clés** : protocole expérimental ; solution à titrer ; solution titrante ; équivalence

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
5	Savoir que le point d'équivalence d'un titrage peut se repérer par un changement de couleur de la solution dû à la présence d'un indicateur coloré ou par étude de la pente d'une courbe de titrage.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>acide</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3, c'est un pH inférieur à 7 (solution acide).</li> <li><b>neutre</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3 et pas 7.</li> <li><b>basique</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3 et pas supérieur à 7.</li> </ol>
6	Savoir qu'une solution acide a un pH inférieur à 7 et qu'une solution basique a un pH supérieur à 7. <b>Programme de seconde professionnelle</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>acide</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3 et au cours du dosage le pH de la solution augmente et devient supérieur à 7.</li> <li><b>Neutre</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3 et au cours du dosage le pH de la solution augmente et devient supérieur à 7.</li> <li><b>Basique</b> : au début du dosage le pH de la solution à titrer est de 3 et au cours du dosage le pH de la solution augmente et devient supérieur à 7, c'est donc que la solution titrante est basique.</li> </ol>
7		<ol style="list-style-type: none"> <li><b>3</b> : c'est la valeur du pH de la solution à titrer en début du dosage.</li> <li><b>7</b> : à l'équivalence la valeur du pH d'un titrage acido-basique n'est pas forcément égale à 7.</li> <li><b>8,5</b> : c'est la valeur obtenue par lecture graphique du pH à l'équivalence (ordonnée du point d'équivalence).</li> <li><b>12,3</b> : c'est la valeur du pH de la solution à la fin du dosage.</li> </ol>
8	Déterminer une quantité de matière présente en solution par une méthode de titrage basée sur un repérage d'une équivalence, à l'aide de relations fournies.	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>15 mL</b> : cette valeur correspond à un volume avant l'équivalence.</li> <li><b>16 mL</b> : cette valeur correspond au volume de solution titrante versé à l'équivalence (abscisse du point d'équivalence).</li> <li><b>17 mL</b> : cette valeur correspond à un volume après l'équivalence.</li> <li><b>24 mL</b> : cette valeur correspond au volume total de solution titrante versé au cours du dosage.</li> </ol>
9		<ol style="list-style-type: none"> <li><b>0,8 mol/L</b> : la concentration <math>C_1</math> est obtenue en transformant convenablement la formule <math>C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2</math> mais une erreur de calcul est commise.</li> <li><b>0,05 mol/L</b> : la concentration <math>C_1</math> n'est pas la même que <math>C_2</math> car <math>V_1</math> n'est pas égal à <math>V_2</math> (il faut utiliser la formule <math>C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2</math>)</li> <li><b>0,08 mol/L</b> : l'élève obtient cette valeur en transformant convenablement la formule <math>C_1 \times V_1 = C_2 \times V_2</math> en <math>C_1 = C_2 \times V_2 / V_1</math></li> </ol>

Retrouvez éducol sur





Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
10	Reconnaître et nommer le matériel et la verrerie de laboratoire employés lors des manipulations <b>Programme de seconde professionnelle</b>  Déterminer l'incertitude associée à une mesure simple réalisée avec un instrument de mesure à partir des indications figurant dans sa notice d'utilisation	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>Becher</b> : L'élève a pu également choisir le Becher en plus de la pipette jaugée de 20 mL pour recueillir la solution.</li> <li>2. <b>Une fiole jaugée de 10ml</b></li> <li>3. <b>Une fiole jaugée de 20ml</b></li> <li>4. <b>Une pipette jaugée de 10ml</b></li> <li>5. <b>Une pipette jaugée de 20ml</b></li> <li>6. <b>Une éprouvette graduée de 20ml</b></li> </ol>

- **Compétences de la démarche scientifique évaluées**

- S'approprier
- Analyser-Raisonner
- Réaliser
- Valider
- Communiquer

- **Propositions pédagogiques**

Ce QCM peut être donné aux élèves pour les amener à réfléchir :

- à la variabilité des mesures obtenues avec le même matériel utile au choix le plus pertinent du matériel à utiliser ;
- à prendre en compte la précision de la verrerie pour la mesure d'un volume.

L'enseignant peut fournir des tableaux de mesures de 40 valeurs (par exemple) pour chaque matériel pour aborder la variabilité des mesures et amener les élèves à réfléchir et exploiter les résultats sous l'angle statistique pour traiter la capacité : Exploiter une série de mesures indépendantes d'une grandeur physique : histogramme, moyenne et écart-type du domaine de connaissances « mesures et incertitudes ».

L'enseignant peut fournir les indications du constructeur concernant chaque matériel et réaliser des calculs d'incertitudes utiles pour choisir le matériel le plus approprié et ainsi traiter la capacité : Déterminer l'incertitude associée à une mesure simple réalisée avec un instrument de mesure à partir des indications figurant dans sa notice d'utilisation dans le domaine « mesure et incertitudes »

## Questionnaire à choix multiples: Chimie 4

Pour chaque question, une ou plusieurs réponses peuvent s'avérer correctes.

### Données pour l'ensemble de la planche :

On donne les masses molaires suivantes :

Masse molaire du cuivre :  $M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$ .

Masse molaire du soufre :  $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g/mol}$ .

Masse molaire de l'hydrogène :  $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ .

Masse molaire de l'oxygène :  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ .

Masse volumique de l'eau oxygénée :  $\rho = 1,01 \text{ g/mL}$

### Question 1 :

On dispose d'une solution mère de sulfate de cuivre d'une concentration  $C = 1,0 \text{ mol/L}$ . On souhaite préparer par dilution une solution de sulfate de cuivre de concentration  $C' = 0,4 \text{ mol/L}$ . Pour ce faire, on peut :

1. Prélever un volume de 8 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 20 mL.
2. Prélever un volume de 4 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 100 mL.
3. Prélever un volume de 40 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 1000 mL.

### Question 2 :

Pour prélever avec précision le volume à diluer, on peut utiliser :

1. Une pipette graduée de 10 mL
2. Une burette graduée de 25 mL
3. Une éprouvette graduée de 50 mL.

### Question 3 :

Pour préparer, par dissolution, 200 mL d'une solution de sulfate de cuivre ( $\text{CuSO}_4$ ) de concentration  $C = 1,00 \text{ mol/L}$ , nous avons besoin de

1. 12,6 g de sulfate de cuivre anhydre
2. 31,9 g de sulfate de cuivre anhydre
3. 159,6 g de sulfate de cuivre anhydre

### Question 4 :

Cette solution (200 mL) est préparée dans :

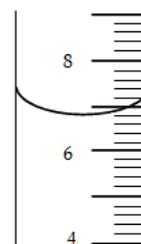
1. Une fiole jaugée de 200 mL
2. Un bécher de 200 mL.
3. Un ballon de 200 mL.

### Question 5 :

L'image suivante représente une partie d'une pipette graduée.

Nous devons lire :

1. 7 mL
2. 6,8 mL
3. 7,4 mL
4. 7,2 mL



**Question 6 :**

L'incertitude de mesure du volume liée à la lecture sur un tel instrument peut être estimée à :

1. 0,1 mL
2. 1 mL
3. 0,5 mL

**Question 7 :**

On dispose de 20 mL d'une solution A contenant un soluté à une concentration de 0,40 mol/L et de 10 mL d'une solution B contenant le même soluté à une concentration de 1,0 mol/L.

1. Les deux solutions contiennent le même nombre de moles de soluté.
2. La solution A contient plus de moles de soluté que la solution B.
3. La solution B contient plus de moles de soluté que la solution A.

**Question 8 :**

On mélange 20 mL d'une solution A contenant un soluté à une concentration de 0,40 mol/L et 10 mL d'une solution B à une concentration de 1,0 mol/L. La concentration du mélange obtenu arrondie au centième est égale à :

1. 1,40 mol/L
2. 0,70 mol/L
3. 0,6 mol/L
4. 0,8 mol/L

**Question 9 :**

Ci-dessous le descriptif d'une eau oxygénée.

Eau oxygénée 30 volumes

Décolore les cheveux

Blanchit le linge

250 mL

L'eau oxygénée stabilisée à 30 volumes contient environ 9 % en masse de peroxyde d'hydrogène (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) et est susceptible de dégager environ trente fois son volume d'oxygène gazeux.

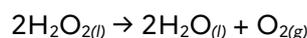
Décolorant puissant, à manipuler avec précaution.

Un flacon d'eau oxygénée contient :

1. 22,7 g de peroxyde d'hydrogène
2. 30 g de peroxyde d'hydrogène
3. 9 g de peroxyde d'hydrogène

**Question 10 :**

On admet que ce flacon contient 0,50 mol de peroxyde d'hydrogène. Celle-ci fournit du dioxygène en se décomposant selon la réaction suivante :



Le nombre de moles de dioxygène obtenu par la décomposition totale est de

1. 0,5 mol
2. 1 mol
3. 0,25 mol

**Question 11 :**

Le volume molaire des gaz dans les conditions normales de température et de pression est de 22,4 L/mol. Quel est le volume de dioxygène obtenu par cette décomposition ?

1. 5,6 L
2. 89,6 L
3. 7,5 L

## Réponses, compléments et exploitation pédagogique

Les réponses correctes sont notées en **rouge**.

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
1	<p>Réaliser une solution de concentration en quantité de matière donnée par dilution ou dissolution.</p> <p>Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution (<math>C=n/V</math>).</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>1. Prélever un volume de 8 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 20 mL.</b></li> <li>2. Prélever un volume de 4 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 100 mL. : L'élève n'utilise pas la conservation de la quantité de matière (il divise 4mL par 100mL).</li> <li>3. Prélever un volume de 40 mL de la solution mère que l'on dilue dans une fiole de 1000 mL. : L'élève n'utilise pas la conservation de la quantité de matière (il divise 40mL par 1000mL).</li> </ol>
2	<p>Déterminer l'incertitude associée à une mesure simple réalisée avec un instrument de mesure à partir des indications figurant dans sa notice d'utilisation</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>1. Une pipette graduée de 10 mL</b></li> <li>2. Une burette graduée de 25 mL</li> <li>3. Une éprouvette graduée de 50 mL.</li> </ol>
3	<p>Calculer une masse molaire moléculaire à partir des masses molaires atomiques et de la formule chimique de la molécule.</p> <p>Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution (<math>C=n/V</math>).</p> <p>Connaître les relations entre la masse molaire, la masse d'un échantillon et la quantité de matière (<math>n=m/M</math>).</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. <b>12,6 g de sulfate de cuivre anhydre.</b> : l'élève prend en compte uniquement la masse molaire du cuivre.</li> <li><b>2. 31,9 g de sulfate de cuivre anhydre.</b></li> <li>3. <b>159,6 g de sulfate de cuivre anhydre:</b> l'élève n'a fait que le calcul de la masse molaire du sulfate de cuivre anhydre ou n'a pas pris en compte le volume de solution à préparer.</li> </ol>
4	<p>Déterminer l'incertitude associée à une mesure simple réalisée avec un instrument de mesure à partir des indications figurant dans sa notice d'utilisation</p>	<ol style="list-style-type: none"> <li><b>1. Une fiole jaugée de 200 mL</b></li> <li>2. Un bécher de 200 mL.</li> <li>3. Un ballon de 200 mL.</li> </ol>

Question	Connaissance ou Capacités évaluées	Correction et/ou Analyse des distracteurs selon les propositions de réponse
5	Déterminer l'incertitude associée à une mesure simple réalisée avec un instrument de mesure à partir des indications figurant dans sa notice d'utilisation	1. <b>7 mL</b> : L'élève lit le volume au milieu du ménisque. 2. <b>6,8 mL</b> . 3. <b>7,4 mL</b> : L'élève lit le volume en haut du ménisque. 1. <b>7,2 mL</b> . : L'élève lit le volume en haut du ménisque avec une mauvaise compréhension de la valeur des intervalles de la graduation.
6		2. <b>0,1 mL</b> . 3. <b>1 mL</b> . 4. <b>0,5 mL</b> .
7	Connaître la relation entre la concentration en quantité de matière de soluté, la quantité de matière et le volume de la solution ( $C=n/V$ ).	1. <b>Les deux solutions contiennent le même nombre de moles de soluté</b> . L'élève répond au hasard. 2. <b>La solution A contient plus de moles de soluté que la solution B</b> . : l'élève base probablement sa réponse sur les volumes uniquement et non la quantité de matière. 3. <b>La solution B contient plus de moles de soluté que la solution A</b> .
8		1. <b>1,40 mol/L</b> : l'élève additionne des deux concentrations 2. <b>0,70 mol/L</b> : l'élève répond au hasard ou fait la moyenne des concentrations. 3. <b>0,6 mol/L</b> 4. <b>0,8 mol/L</b> : l'élève multiplie la concentration de la solution A.
9	Masse volumique : relation $m = \rho.V$ <b>Programme du Cycle 4</b>	1. <b>22,7 g de peroxyde d'hydrogène</b> . 2. <b>30 g de peroxyde d'hydrogène</b> ; l'élève reprend les 30 volumes de l'énoncé 3. <b>9 g de peroxyde d'hydrogène</b> : l'élève reprend les 9 % de l'énoncé
10	Utiliser une équation de réaction chimique fournie pour décrire une transformation chimique observée.( <b>Cycle 4</b> ).et capacité proche de celle du module de thermique non exigible.	1. <b>0,5 mol</b> : l'élève ne prend pas en compte des coefficients stœchiométriques de l'équation 2. <b>1 mol</b> : l'élève fait une erreur dans la résolution de l'équation de conservation de matière ; une multiplication par 2 au lieu de la division 3. <b>0,25 mol</b>
11	Capacité non exigible mais notion de proportionnalité en mathématiques.	1. <b>5,6 L</b> 2. <b>89,6 L</b> : l'élève divise 22,4L/mol par 0,25. 3. <b>7,5 L</b> : l'élève répond au hasard.

## Trame d'exploitation pédagogique

La planche n°4 peut être utilisée selon deux approches distinctes :

Première approche : **Le QCM comme outil d'aide à la démarche d'investigation.**

Deuxième approche : **Le QCM comme outil de différenciation.**

**Séance n°1** (mettant en œuvre la première approche) : Une séance d'investigation à dominante expérimentale réalisée en classe et visant à répondre à la question ci-dessous :

On mélange un volume  $V_A$  d'une solution A d'un soluté de concentration  $C_A$  avec un volume  $V_B$  d'une solution B contenant le même soluté à la concentration  $C_B$ .

Parmi les expressions suivantes, laquelle donne la concentration  $C$  de ce mélange ?

- $C = C_A + C_B$ .
- $C = (C_A + C_B)/2$
- $C = (C_A V_A + C_B V_B)/(V_A + V_B)$
- $C = (C_A V_B + C_B V_A)/(V_A + V_B)$

Dans ce cadre, la planche de QCM proposée vise, dans sa première partie (questions 1 à 8), à préparer les élèves à ce travail d'investigation en leur permettant d'appréhender toutes les étapes de résolution de la problématique posée.

Le tableau en annexe établit le lien entre les questions de la première partie de la planche et les étapes de l'investigation attendue

**Séance n°2** (mettant en œuvre la deuxième approche) : réalisée autour d'exercices complexes à faire en autonomie selon des variantes différentes. La variante la plus accessible utilise les QCM. En voici un exemple :

Première variante : Aucune aide n'est proposée.

Ci-dessous le descriptif d'une eau oxygénée :

Eau oxygénée 30 volumes  
Décolore les cheveux  
Blanchit le linge  
250 mL  
L'eau oxygénée stabilisée à 30 volumes contient environ 9 % en masse de peroxyde d'hydrogène ( $H_2O_2$ ) et est susceptible de dégager environ trente fois son volume d'oxygène gazeux.  
Décolorant puissant, à manipuler avec précaution.

*D'après ce descriptif, cette solution est susceptible de dégager environ trente fois son volume de dioxygène. Cette information est-elle vraie ?*

Deuxième variante : l'élève est guidé à travers les questions ci-dessous.

- 1) Déterminer la masse de peroxyde d'hydrogène contenue dans un flacon.
- 2) En déduire le nombre de moles de peroxyde d'hydrogène correspondant.
- 3) Le peroxyde d'hydrogène se décompose selon la réaction :



Déterminer le nombre de moles de dioxygène obtenu par la décomposition de tout le peroxyde d'hydrogène contenu dans le flacon.

- 4) En déduire le volume de dioxygène produit sachant que le volume molaire des gaz dans les conditions normales de température et de pression est de 22,4 L/mol.
- 5) Répondre à la problématique posée.

Troisième variante : version utilisant les questions 9, 10 et 11 de la planche.

Cette troisième version a l'avantage de permettre aux élèves les plus en difficulté de faire le travail en autonomie mais présente l'inconvénient d'empêcher le développement de certaines compétences à des niveaux élevés.

## Annexe

Étape de l'investigation menée en classe	Questions en lien avec l'étape	Commentaires
L'élève s'approprié la problématique et propose de la traiter sur un exemple en choisissant des valeurs précises de $C_A$ , $C_B$ , $V_A$ et $V_B$ .	Question 8	Sauf cas particulier et rare où la question sera résolue par une démonstration, les élèves choisiront de traiter le sujet sur un exemple. Le choix des paramètres du problème est déterminant. Aussi, il faudra leur laisser la pleine liberté de faire ce choix puis d'en critiquer les conséquences (voir la dernière étape)
L'élève prépare la solution mère de sulfate de cuivre à 1 mol/L.	Questions 3 et 4	La question 3 permet aux élèves de réfléchir en amont sur le calcul du volume à diluer et la question 4 sur la verrerie à utiliser.
L'élève prépare la solution de sulfate de cuivre à 0,4 mol/L par dilution.	Questions 1, 2 et 5	La question 1 permet aux élèves de réfléchir en amont sur la démarche à suivre pour préparer une solution par dilution. La question 2 leur permet de choisir le matériel à utiliser pour effectuer le prélèvement de l'échantillon à diluer et la question 5 pose le problème de la précision de la lecture du volume de cet échantillon.
L'élève prépare une échelle de teinte adaptée à la situation traitée : des solutions de sulfate de cuivre ayant des concentrations allant de 0,4 mol/L à 1 mol/L.		
L'élève prépare le mélange choisi à la première étape, le situe dans l'échelle de teinte et répond à la problématique posée.	Question 8	En observant la teinte du mélange réalisé et en la comparant à celles des solutions initiales (à 1 mol/L et à 0,4 mol/L), l'élève élimine la première proposition. Il pourra ensuite rencontrer des difficultés pour trancher entre les propositions restantes si les différences entre les teintes ne sont pas franches. Cette situation le conduira à remettre en question les paramètres choisis lors de la première étape. De ce point de vue, la question 8 revêt le caractère de suggestion et non de modèle à suivre aveuglement.